LA TEORÍA ATÓMICA

DALTON

¿Cuánto pesan los átomos?



NATIONAL GEOGRAPHIC

JOHN DALTON es el pionero de la teoría atómica y uno de los padres de la química moderna. Desde una modesta escuela elemental de Mánchester en la que impartía clases, retomó las doctrinas acuñadas miles de años antes por Demócrito y otros filósofos griegos e imaginó un mundo compuesto de átomos indivisibles de distinto peso, cuyas interacciones darían lugar a unos elementos que, a su vez, se combinarían en la forma de compuestos químicos. Aunque la existencia de los átomos sería aún objeto de feroz debate hasta principios del siglo XX —más de cien años después de publicar su obra— el trabajo de este maestro sin formación universitaria sentó las bases de una revolución conceptual que cambió la faz de la ciencia.

LA TEORÍA ATÓMICA

DALTON

¿Cuánto pesan los átomos?

NATIONAL GEOGRAPHIC

ENRIQUE JOVEN ÁLVAREZ es doctor en Ciencias Físicas e ingeniero sénior del Instituto de Astrofísica de Canarias. Compagina sus tareas científicas con la divulgación y la escritura de ficción y guiones de documentales.

Realización: EDITEC

Diseño cubierta: Llorenç Martí

Diseño interior: Luz de la Mora

Infografías: Joan Pejoan

Fotografías: Age Fotostock: 35ad, 55, 79ai, 79ad, 111b, 143b; Archivo RBA: 17, 27, 35ai, 45ai, 53, 77, 89, 106, 109, 111ad, 123, 126; Archivos Federales de Alemania: 143ad; Biblioteca del Congreso de Estados Unidos: 42, 103; Bolckow: 111ai; British Museum, Londres: 58; Cockermouth Tourist Information Centre: 45ad; Simon Ledingham: 45b; The Manchester Literary and Philosophical Society: 98; Museo Histórico de Berna: 143ai; Museo Nacional de Estocolmo: 51; National Portrait Gallery, Londres: 21; Marie-Lan Nguyen: 30; The Nobel Foundation: 134, 139; Mike Peel: 35b; Nick Smale: 79b.

ISBN: 978-84-473-7648-3
Depósito legal: B-9889-2016

Impreso y encuadernado en Rodesa, Villatuerta (Navarra)

Impreso en España - *Printed in Spain*

Sumario

Introducción

¿Quién no ha oído hablar de los átomos? Hoy en día, muy pocos de nosotros. Estamos familiarizados con los átomos desde la escuela. Allí, desde niños, se nos explica como algo natural que la materia puede «desmenuzarse» hasta alcanzar unas partículas mínimas. Y que esas partículas se unen entre sí para formar los distintos compuestos más complejos. A los más simples los hemos dado en llamar *moléculas*. Y estas se combinan en agrupaciones mayores, y así sucesivamente una y otra vez hasta formar nuestro mundo macroscópico: minerales, vegetales, animales y nosotros mismos, la especie racional. Todo está formado por átomos. Absolutamente todo. Incluso pensamos con ellos.

Si no supiéramos nada de todo esto, y se nos planteara la cuestión de cómo se forma la materia y hasta dónde la podemos dividir, seguramente nos quedaríamos confundidos. ¿Son las diminutas motas de polvo que vemos en el aire los elementos más pequeños que podemos partir? ¿De qué forma se pueden dividir y hasta qué punto? ¿Cómo se agrupan? ¿Qué mecanismos las mantienen unidas? ¿Son todas iguales?

Algunas de estas preguntas y muchas otras más de índole parecida se las plantearon en la Antigüedad los filósofos griegos, quienes utilizaron la lógica para intentar buscar las respuestas más adecuadas. Algunos de ellos propusieron una teoría «atomista»: todo está formado por partículas indivisibles, así que lo

más pequeño tendrá un límite. Pero estos átomos indivisibles son demasiado pequeños para observarlos a simple vista. Por tanto, el principal problema de la teoría atomista era que sus postulados no eran demostrables.

Otras teorías también resultaban atractivas, como pensar que toda la naturaleza estaba compuesta por la combinación de cuatro elementos básicos: aire, tierra, fuego y agua. Esta suposición encajaba mucho mejor con lo que nuestros sentidos podían percibir, tanto que durante quince siglos —siglo arriba, siglo abajo—, se consideró la correcta. La filosofía se transmutó en religión y de ahí en dogma, y nos costó mucho salir de esa oscuridad permanente. Finalmente, la ciencia se abrió paso. Primero con el impulso de los astrónomos, luego con el empuje de los propios químicos. El mundo no era tal y como se había imaginado muchos años atrás, y las sucesivas observaciones y los experimentos llevados a cabo en los laboratorios comenzaron a cambiar las cosas. No se podía cambiar la materia, no se podía convertir el plomo en oro, no se podía leer el futuro en los astros.

Los astrólogos se transformaron en astrónomos y los alquimistas en químicos. Y estos empezaron a sacar sus propias conclusiones. Aislaron elementos, que nada tenían que ver con los cuatro principios fundamentales clásicos. El agua se podía dividir en oxígeno e hidrógeno, el aire no era sino una mezcla de gases, el fuego, producto de la combustión, y la tierra... muchos otros elementos mezclados. Que también podían aislarse. Así hasta un número aproximado de noventa y dos. Cada nueva década traía resultados más sorprendentes. La cantidad de materia se mantenía constante, solo cambiaba su forma. Los elementos se combinaban siempre igual, y lo hacían en proporciones de números enteros. Los gases, en principio tan caprichosos, resultaron ser más predecibles de lo que se pensaba. Su temperatura, presión y volumen estaban intrínsecamente relacionados. Pero ya casi nadie se acordaba de los átomos.

Hasta que apareció en el escenario científico de finales del siglo XVIII la figura del británico John Dalton. Al principio no llamó mucho la atención. No había pasado por universidad alguna, era un maestro muy humilde y completamente autodidacta. Además,

muy estricto en sus creencias religiosas. Pero con una capacidad de deducción y una disciplina fuera de lo común. Dalton, entre clase y clase, se consagraba a la química. E iba más allá que cualquier científico de su época. Postulaba que todo el comportamiento químico de los gases, y por extensión de la materia en general, puede explicarse si consideramos esta como un conglomerado de átomos cuyas propiedades no distan demasiado de las propuestas filosóficas de los antiguos atomistas griegos. Con una pequeña pero importante salvedad: en esta ocasión, la hipótesis atómica estaba avalada por el experimento, y las reacciones químicas, con los compuestos y elementos identificados por Dalton, obedecían a sus postulados atómicos. Con sus resultados experimentales John Dalton consiguió elaborar la primera tabla de pesos atómicos. Usar átomos es algo que, indudablemente, funciona para explicar la composición de la materia. Y funciona muy bien. Puede explicar que aunque los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales, las cualidades de un compuesto varían en función de la relación en pesos atómicos de sus constituyentes elementales. Dicho de otra forma, la nueva teoría de John Dalton hizo posible considerar la química como una ciencia exacta y matemática. También llegó a la conclusión de que los átomos del elemento hidrógeno eran los más ligeros que podían encontrarse dentro de un compuesto, y esto le sirvió para establecer una referencia en pesos atómicos relativos para los elementos conocidos. Se conseguía de esta manera una primera clasificación lógica —puesto que ya existía un criterio de clasificación, que no era otro que el peso atómico relativo— de los elementos aislados en su época. También las reacciones químicas encajaban plenamente con esta nueva concepción atómica: la entonces reciente ley de conservación de la materia propuesta por Lavoisier adquiría más validez si cabe al ser respaldada por un postulado teórico, encajando a la perfección modelo y experimento.

La teoría atómica de Dalton terminaría por imponerse, aunque no sin ciertas reticencias por parte de algunos de los muchos científicos de su época, e incluso de hasta un siglo después. La principal razón para ello es que, aunque la teoría se ajustaba a lo observado, los elementos causantes —los propios átomos— no

podían observarse. Así que para muchos siguió siendo una hipótesis. Útil, pero en ningún caso definitiva.

Hasta los comienzos del siglo XX no se consiguió verificar «físicamente» que los átomos estaban allí. Y la palabra *física* se tiene que aplicar en su doble sentido: tenían existencia real y había que adentrarse dentro de la propia física para complementar todo lo hecho en los años anteriores por la química. Independientemente de los resultados físicos —que terminarían por desmoronar algunos de los postulados de la teoría atómica daltoniana, como la divisibilidad del átomo—, los resultados químicos no se alteraban. Como los mismos átomos. La formulación del movimiento browniano, la radiactividad y, especialmente, los trabajos de Ernest Rutherford para determinar la existencia y naturaleza del núcleo atómico fueron decisivos. Esta obsesión atómica llevó, posiblemente, a producir una generación prodigiosa de científicos a comienzos del siglo, tal vez la mejor de la historia de la ciencia. Aunque, como contrapartida, también a la fabricación y el uso del más abyecto de los inventos ideados por el hombre: la bomba atómica. Pero resultaría del todo injusto identificar átomos con explosiones nucleares, y menos aún con el principal artífice de los comienzos de la teoría atómica, John Dalton, alguien que nunca empuñó un arma.

1766 El día 5 o 6 de septiembre nace John Dalton en Eaglesfield, Inglaterra.

1776 Comienza a asistir a la escuela cuáquera de Pardshaw Hall, bajo la tutela de John Fletcher.

1779 Tras el cierre de la escuela de Pardshaw Hall, la comunidad cuáquera abre una escuela en Eaglesfield, donde Dalton impartirá clases.

1781 Junto a su hermano Jonathan, ayuda en las clases en la escuela de su primo en la vecina localidad de Kendal.

1785 Con su hermano compra la escuela de Kendal tras la marcha de su primo.

1793 Se traslada a Mánchester, donde será profesor de Filosofía Natural en la nueva academia de disidentes religiosos. Publica su primer opúsculo científico: *Observaciones y ensayos meteorológicos.*

1794 Entra a formar parte de la Sociedad Literaria y Filosófica de Mánchester, la «Lit & Phil». Ese mismo año presenta su primer trabajo sobre la anomalía cromática en la visión, el daltonismo.

1800 Es elegido secretario de la «Lit & Phil».

1801 Publica sus primeros resultados sobre mezclas de gases y el vapor de agua. Al año siguiente da a conocer la ley de las proporciones múltiples.

1803 Enuncia la ley de las presiones parciales de los gases y elabora su primer bosquejo de tabla de pesos atómicos. Con la ayuda de sir Humphry Davy, en octubre presenta la teoría atómica en la Lit & Phil.

1805 Aparece impresa la primera tabla de pesos relativos atómicos deducida por Dalton.

1808 Publica la parte I del volumen I de su magna obra *Un nuevo sistema de filosofía química*. Dos años después publica la parte II del mismo volumen I, con algunas mejoras en los resultados experimentales.

1816 Es elegido miembro de la Académie des Sciences francesa. El año siguiente es nombrado presidente de la Lit & Phil.

1822 Dalton visita Francia, invitado por la Sociedad de Arcueil, y conoce, entre otros, a sus rivales (y amigos) C.L. Berthollet y J.L. Gay-Lussac. Es nombrado, sin él saberlo, miembro de la Royal Society de Londres.

1827 Publica el volumen II de *Un nuevo sistema de filosofía química.*

1837 Sufre su primer colapso, quedando medio paralítico.

1844 Sufre su segundo colapso, a raíz del cual muere en Mánchester el día 27 de julio.

CAPÍTULO 1

John Dalton en la distancia

Desde la perspectiva del siglo XXI, una vez asimiladas las revoluciones acaecidas en los ámbitos de la química y la física durante el prodigioso siglo XX, no está de más saber qué tuvo que suceder antes para que toda la formidable ciencia atómica que ha llegado hasta nosotros pudiera desarrollarse. La figura de John Dalton es fundamental para ello. No en vano, la ciencia «de lo más pequeño» no se comprende sin el concepto de átomo, un concepto que comenzó siendo una mera abstracción filosófica.

John Dalton representa el estereotipo de científico al que no le gusta salir en las fotos. De origen muy humilde, sometido durante toda su vida voluntariamente a una estricta observancia religiosa —tanto que ni siquiera llegó a casarse, adoptando de buen grado un completo celibato científico—, trabajador infatigable y hombre de pocos amigos, vivió solo y únicamente para sus investigaciones. Aunque, paradojas de la vida, la sociedad británica de su época supo de la importancia de sus descubrimientos, y como tal los valoró, concediéndole todavía en vida —y luego tras su muerte— un excelso reconocimiento. Algo que no era muy habitual en 1844, año en el que John Dalton, el padre de la teoría atómica, falleció en la ciudad británica de Mánchester.

Las crónicas de entonces nos hablan de más de cuarenta mil personas desfilando ante su féretro y un cortejo fúnebre de más de tres kilómetros. ¿Cómo es posible que un modesto maestro de escuela, que había intentado durante toda su vida rechazar cualquier tipo de honor, medalla o distinción, fuera capaz de congregar en su último adiós tanto afecto y gratitud? No es fácil de explicar. Dalton no era un noble, ni un poderoso, ni tampoco un personaje popular en el sentido actual de la palabra. Ni cantaba ni actuaba. Incluso, si damos crédito a aquellos que lo escucharon en alguna de sus muchas clases o conferencias, su voz resultaba estridente y desagradable, su tono monocorde y, en

general, su puesta en escena —por decirlo de alguna manera— enormemente aburrida. Ni levantó pasiones ni quiso levantarlas. Tampoco había medios de comunicación en aquellos años que tuvieran la enorme difusión y rapidez que tienen hoy. Ni siquiera existía el cebo de un premio Nobel, que comenzó a concederse en el año 1901, galardón que, por ejemplo, sí reconoció el trabajo del científico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937), curiosa y precisamente por subdividir el hasta entonces indivisible átomo de John Dalton. Aunque esto sucedió ya en el ámbito de la física, y no en el de la química. Que Rutherford recibiera el Nobel de Química en 1908 no deja de ser otra singular paradoja, pero hasta esa fecha ambas disciplinas eran prácticamente indistinguibles e indivisibles. Como lo era, decíamos, el mismo átomo fundamental. La partícula mínima, inalterable e indestructible que constituye el elemento primero de la materia para nuestro protagonista, John Dalton.

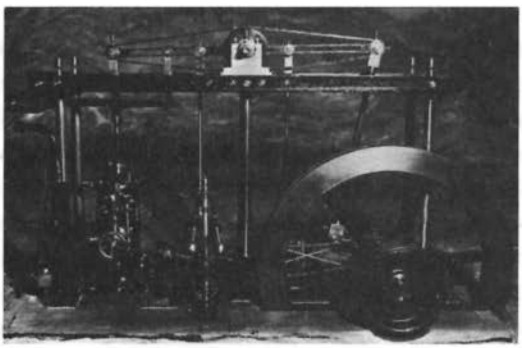
Volviendo brevemente a la pregunta anterior, explicar la relevancia social de Dalton es casi imposible. Es evidente que no pudo ser solo por la elaboración de su teoría atómica, plasmada principalmente en su voluminosa obra *Un nuevo sistema de filosofía química*, publicada entre 1808 y 1827. Cuesta pensar que los británicos en particular y los europeos en general estuvieran esperando su aparición para devorarla con avidez. Poco importaban los átomos, y solo unos pocos eruditos en Oxford y Cambridge conocían algo de las teorías filosóficas de los antiguos sabios griegos Demócrito y Leucipo, durante muchos siglos en el olvido. Si algo se devoraba era la escasa comida y las preocupantes noticias de la expansión napoleónica, aun cuando las tropas del duque de Wellington habían hecho morder el polvo a las del todopoderoso general Junot cerca de Lisboa. Pero, por el contrario, la llegada de la Revolución industrial funcionaba «a toda máquina». En muchos lugares de Gran Bretaña la economía basada en los duros trabajos artesanales estaba ya siendo sustituida por otra que utilizaba la imparable maquinaria de hierro y acero alimentada con nuevos y mejores carbones —la antracita fue empleada como combustible precisamente a partir de 1808 en Estados Unidos—, mucho más eficaces que la clásica madera. El

LA REVOLUCIÓN INDUSTRIAL

Durante finales del siglo XVIII y comienzos del XIX tuvieron lugar en la Inglaterra de John Dalton una serie de sucesos que desencadenarían una transformación social, económica y laboral de primer orden. Un conjunto de inventos tecnológicos —entre los que destaca la máquina de vapor del ingeniero escocés James Watt (1736-1819)— ayudó a la modernización de la industria. En este campo, Inglaterra en general y Mánchester en particular encabezaron la aplicación de los nuevos hallazgos científicos en la sociedad. Y los hombres de ciencia, los ingenieros y los docentes asumieron un papel fundamental, causando la admiración y respeto de todas las clases sociales. En los estratos más bajos, porque los nuevos inventos contribuyeron a aliviar las fatigas físicas de los duros trabajos manuales. En los más altos, porque los beneficios económicos se multiplicaron. Los cambios sociales crearon trabajo, mejoraron la producción y bajaron los precios, creando una clase media entonces inexistente.

La máquina de vapor

La primera máquina en trabajar con vapor se debe a Thomas Newcomen (1663-1729), pero la invención de Watt mejoraría notablemente la eficiencia, además de dotar al invento posteriormente de un sistema para transformar el movimiento circular en rectilíneo. El principal combustible de estas máquinas era el carbón, elemento del que Inglaterra era el mayor productor. Pronto coparon las industrias textiles otros inventos similares, como el telar de John Kay, o las máquinas de James Hargreave, Samuel Compton o Edmund Cartwright. Las locomotoras —patentada por Watt en 1784, pero perfeccionada y popularizada por George Stephenson en 1825, que construyó la primera línea que unió precisamente Liverpool con la querida Mánchester de Dalton— y los barcos de vapor no tardarían mucho en llegar.



Máquina de vapor de James Watt.

control de la temperatura y la presión de los gases en los nuevos ingenios eran cuestiones fundamentales, especialmente en los hornos de fundición y las máquinas de vapor. Cualquier persona que supiera de química se convertía en una especie de héroe. Y más si esa persona era capaz de transmitir sus conocimientos directamente a los más humildes, lejos de la pomposidad de las universidades y la altura de las cátedras. Y John Dalton lo hizo, impulsado por sus férreas creencias religiosas, y ayudado por una inteligencia innata que no conoció límites. Porque Dalton estudió y aprendió de casi cualquier área del saber humano, y a nadie negó la más simple de las lecciones.

Cuenta Bill Bryson (n. 1951), en su célebre, y tan entretenido como recomendable, *Una breve historia de casi todo* (2003), que, allá por el año 1826, un famoso químico francés quiso viajar hasta Mánchester para conocer al ya renombrado en toda Europa John Dalton. Esperaba encontrarlo en su prestigiosa Sociedad Literaria y Filosófica de Mánchester —de la que fue presidente desde 1817 hasta su muerte—, o en alguna exclusiva tertulia científica. Pero le condujeron hasta una pequeña escuela de un barrio pobre. Allí, al ver a nuestro hombre agachado hablando con unos niños, tartamudeó confuso: «¿Tengo el honor de dirigirme al señor Dalton?», pues le costaba creer que aquel fuese el famoso químico y que estuviese enseñando a un muchacho las primeras cuatro reglas. «Sí, ¿podría sentarse y esperar un poco, que estoy explicando a este muchacho aritmética?», repuso Dalton.

Quizá esta anécdota nos traiga a la memoria otra, tal vez apócrifa, del antiguo filósofo griego Diógenes, que propugnaba que la felicidad viene dada por una vida simple y acorde a la naturaleza. Como la ocurrida durante su encuentro con Alejandro Magno, cuando el sabio espetó al todopoderoso emperador aquello de: «Apártate, que me tapas el sol». Del ascético modo de vida de John Dalton podemos colegir un cierto paralelismo con los antiguos pensadores de la Grecia clásica. Por supuesto que nos ocuparemos en profundidad en esta biografía del concepto filosófico que la palabra *átomo* —«sin división»— tenía para los griegos. Y del nuevo significado, ya definitivo, que le procuró el mismo Dalton.

LA INFLUENCIA DE UNA RELIGIÓN ESTRICTA

Toda la vida de John Dalton —y, como consecuencia, su obra— está marcada por esta infatigable entrega a los demás. Dalton pertenecía a una comunidad cuáquera, una escisión protestante también conocida como Sociedad Religiosa de los Amigos. Los cuáqueros abogan por la vida sencilla, el pacifismo —fueron los primeros en Inglaterra en condenar la esclavitud desde su aparición— y la estricta honradez basada en la justicia. Rechazan cualquier forma de lujo y boato, especialmente en los oficios religiosos. De hecho, los cuáqueros no necesitan recurrir a sacerdotes —rebajados a meros pastores que comentan los textos bíblicos—, y les basta con un íntimo contacto personal con la divinidad. Esta relación casi mística —que, literalmente, les hace «temblar», palabra que en inglés, *quake*, da lugar a su denominación—, seguramente fue también experimentada por John Dalton tras cada uno de sus muchos descubrimientos.

A las estrictas creencias religiosas de Dalton tenemos que unir su muy modesta familia, circunstancias estas combinadas —como lo hacen los átomos para formar moléculas— que hicieron de su infancia un período tan duro como difícil. Su vida familiar no resulta en modo alguno apasionante, y bien podía haber sido el triste protagonista de una novela de su compatriota y coetáneo Charles Dickens (1812-1870). Aunque de principios pacíficos y responsables para con la educación de los suyos, la incipiente comunidad cuáquera no era bien vista. A esta y otras ramas disidentes del protestantismo oficial en Gran Bretaña se les impidió la entrada en las rígidas universidades británicas, y eran los mismos cuáqueros los que tenían que levantar y administrar sus propios colegios con la ayuda de los miembros mejor situados social y económicamente. Aunque desinteresados de la riqueza, no lo estaban en absoluto de la formación y la educación. John Dalton fue un niño inusualmente despierto y trabajador, tanto que con solo doce años recibió el encargo de su mentor de enseñar a otros niños mucho mayores que él.

A tan temprana edad el pequeño Dalton ya coleccionaba y clasificaba todo tipo de plantas e insectos, como mariposas, garrapatas, caracoles o gusanos y, entre sus muchas inquietudes in-

telectuales, que forjarían su carácter de científico, se cuenta que ya había leído los *Principia mathematica* (1687) de Isaac Newton (1642-1727) —obviamente en latín— y que anotaba minuciosamente toda suerte de apuntes meteorológicos, actividad esta que no abandonaría en toda su vida y que marcaría sus investigaciones posteriores para culminar con la teoría atómica. Su escaso anecdotario recoge también que, con igual precisión y método, pesaba todo lo que comía para comparar dicha medida con los residuos que su pequeño organismo producía.

Aunque quizá sería exagerado tildar a John Dalton de niño prodigio —a diferencia de otros casos más llamativos, como los de Thomas Young (1773-1829), que leía a la edad de dos años, Blaise Pascal (1623-1662), quien enunció por sí mismo los teoremas de Euclides antes de cumplir los dieciséis, o Carl Friedrich Gauss (1777-1855), que fue capaz de corregir a su padre la nómina de sus empleados con tan solo tres—, lo cierto es que su innata curiosidad e inteligencia se vio parcialmente truncada por las obligaciones familiares y religiosas. No pudo estudiar medicina como era su deseo, ni recibir formación universitaria, pero sin embargo tuvo acceso, no sin problemas y tras demostrar su enorme valía y tesón como científico, a la reputada Sociedad Literaria y Filosófica de Mánchester, centro de sabiduría en el que daría a conocer sus hallazgos desde su ingreso hasta su muerte. Solo en los últimos años de su vida viajó con alguna frecuencia por todo el Reino Unido e incluso a Francia, donde su labor fue reconocida de forma casi unánime. Pero para entonces su ya debilitada salud, como consecuencia de varios ataques al corazón, le impidió seguir impartiendo sus conferencias mucho más allá. Aunque no hizo falta. Las bases de la teoría atómica moderna ya estaban bien consolidadas. Solo quedaba, como veremos, esperar medio siglo hasta que los genios de Ludwig Boltzmann (1844-1906), Albert Einstein (1879-1955) —quien en 1905 publicó su artículo sobre el movimiento browniano de los átomos— y, sobre todo, el ya citado Ernest Rutherford, demostraran con sus experimentos en el campo de la física la existencia real de los átomos. Para Dalton el concepto de átomo era una explicación idónea para comprender los mecanismos químicos y el porqué

EL MOVIMIENTO BROWNIANO


Robert Brown en 1855.

Este efecto, observado ya en 1827 por el botánico escocés Robert Brown (1773-1858), del cual recibe el nombre, es tal vez la primera comprobación empírica de la existencia de moléculas y, por tanto, de átomos. Brown, con la ayuda de un microscopio, estudió el movimiento aparentemente aleatorio de partículas de polen suspendidas en agua, y concluyó —como botánico que era— que este comportamiento se debía a que los granos de polen eran entidades vivas. Años antes, en 1785, Jan Ingenhousz observó algo parecido con partículas de carbón disueltas en alcohol.

Albert Einstein

En mayo del mágico año de 1905, Albert Einstein publicaba «Sobre el movimiento de las partículas suspendidas en fluidos en reposo, según exige la teoría molecular del calor», basando sus cálculos en métodos estadísticos empleados en la teoría cinética de los fluidos. Las pequeñas partículas de polen —Einstein especuló que su descripción podía explicar el movimiento browniano— estarían siendo «empujadas» por las pequeñas moléculas de agua (de un tamaño mil veces menor que las partículas de polen) por efecto de la agitación térmica. Los modelos matemáticos de Einstein fueron corroborados y completados empíricamente por el sueco Theodor Svedberg (1874-1971) y, sobre todo, por el francés Jean Baptiste Perrin (1870-1942), quien, en 1926, recibiría el premio Nobel por sus experimentos. Perrin no solo validó los cálculos estadísticos de Einstein, sino que también puso el punto final definitivo a la disputa todavía vigente acerca de la existencia real atómica propuesta por John Dalton. Como tal aparece en los libros de historia, donde suele recogerse su famosa sentencia: «De ahora en adelante, será difícil encontrar argumento racional alguno hostil en contra de la hipótesis atómica y molecular».

de la formación de las moléculas según unas leyes fijas y, sobre todo, simples. Pero, también en el campo de la teoría, este concepto planteaba un gran problema: según las leyes de la física, especialmente la fuerza de atracción gravitatoria de Newton y el electromagnetismo de Maxwell, los átomos no deberían exis-

tir. Rutherford demostró que estaban allí, y que tenían un núcleo enormemente denso y pequeño. Y que este extremadamente pequeño núcleo está formado a su vez por partículas: los protones, que le dan identidad al átomo, y los neutrones.

UNA CURIOSIDAD ILIMITADA

La curiosidad de John Dalton a lo largo de toda su vida no tuvo límites. Anulada su vocación inicial en el estudio de la medicina —llevados sus mentores por un exceso de celo o, tal vez, por una mal entendida humildad religiosa—, Dalton se dedicó a investigar desde muy joven en infinidad de materias, y con frecuencia las unas lo llevaban a las otras. Que la formulación de la teoría atómica tuviera su primer origen en resultados de estudios meteorológicos puede parecer extraño a los ojos actuales. Pero no a los de Dalton que, por otra parte, no eran precisamente idóneos. Y con esto hacemos referencia no a su sobrada capacidad intelectual, sino a su conocido defecto visual que le impedía distinguir los colores. Volveremos sobre ello un poco más adelante. Dalton, guiado por uno de sus primeros tutores durante su estancia en Kendal, ciudad en la que ejerció de profesor en la modesta escuela cuáquera, y con apenas veinte años, comenzó con las puntuales anotaciones diarias de cualquier tipo de variable meteorológica: temperatura, presión, humedad relativa, velocidad, intensidad y dirección de los vientos, formación de las nubes, evaporación de la humedad o determinación del punto de rocío, entre otras muchas. De estas anotaciones dedujo, por ejemplo, que la lluvia no se producía por una alteración en la presión atmosférica, sino por una disminución de la temperatura. En total, fueron cincuenta y siete años de anotaciones que contenían más de doscientas mil observaciones y que solo terminarían con su muerte. Si por edad y tesón admite algún tipo de comparación, tal vez solo la voluntad del astrónomo danés Tycho Brahe (1546-1601) puede estar a su altura. Brahe está considerado como uno de los pilares del renacimiento astronómico, junto con Nicolás Copérnico, Galileo Galilei y Johannes Kepler. Una vez hubo pasado por las principales

universidades europeas, y con tan solo dieciséis años, concluyó que era necesario rehacer todas las tablas de posiciones estelares conocidas desde cero. Dedicó más de cuarenta años a esta tarea.

> «Me hicieron falta varios años para adquirir la idea, casi obsesiva, de que era necesaria una disciplina diaria si quería obtener resultados valiosos.»
>
> — John Dalton.

La meteorología condujo a la teoría atómica, pero este fue un largo camino que intentaremos desbrozar a lo largo de los capítulos de esta biografía. Cualquier estímulo captaba la atención de Dalton. En 1788, por ejemplo, una espectacular aurora boreal capitalizó su interés en estos fenómenos luminiscentes del cielo causados por perturbaciones eléctricas. Determinó, acertadamente, que tenía que existir una relación entre las mismas y el campo magnético de la Tierra, y especuló que en las regiones más altas de la atmósfera debía existir un fluido elástico que compartiera propiedades magnéticas con el hierro. Hoy sabemos que las auroras son básicamente producto de la entrada en la atmósfera, cerca de los polos magnéticos, de partículas cargadas provenientes de una eyección solar. Curiosamente, la mayor parte de estas partículas son protones y electrones, los elementos fundamentales constituyentes del átomo. No andaba muy desencaminado John Dalton.

Muchos otros trabajos siguieron antes de que Dalton centrara sus esfuerzos en el estudio de los gases y, posteriormente y como consecuencia de ello, en la teoría atómica. Así, se conservan escritos de John Dalton sobre la relación de la lluvia con el origen de los manantiales, el color del cielo, la reflexión y refracción de la luz, la botánica y otros no tan relacionados con la ciencia —en realidad, nada—, como detallados estudios de los verbos auxiliares en inglés y su gramática. En su condición de docente antes que de científico, todo era importante. Sobra decir que John Dalton fue también un matemático de primer orden, y que dominaba igualmente otras ciencias como la propia astronomía, la geografía

o la neumática, sin pasar por alto los estudios de humanidades y lenguas clásicas, como el latín y el griego. John Dalton fue un autodidacta que no conoció la palabra descanso.

«La materia ni se crea ni se destruye, solo se transforma.»

— ANTOINE-LAURENT DE LAVOISIER, LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA.

Aunque arrastró durante su vida la frustración de no poder dedicarse al estudio y la práctica de la medicina, un hecho muy peculiar hizo que se viera obligado a realizar una pequeña pero famosa excepción. Cuando tenía veintiséis años —corría el año 1792—, John Dalton y su hermano decidieron regalar a su madre por su cumpleaños unas medias de un discreto color azul, muy apropiado para una humilde y sencilla mujer cuáquera. Para sorpresa de sus hijos, su madre las rechazó escandalizada. En realidad, las medias eran de color escarlata y tanto John como su hermano Jonathan no podían distinguir este color del azul. John Dalton investigó este fenómeno durante dos años, y en 1794, siendo ya miembro de la Sociedad Literaria y Filosófica de Mánchester, presentó un trabajo al respecto: «Hechos extraordinarios relacionados con la visión de los colores». Aunque la explicación contenida en su presentación era incorrecta —Dalton atribuyó la falta de percepción del color rojo a una anomalía en el humor vítreo—, el método y causalidad empleados eran los apropiados. Tanto padecer esta enfermedad, como el hecho de haberla investigado en primera persona, amén de la fama que alcanzarían sus posteriores descubrimientos sobre el átomo, fueron razones más que suficientes para que esta alteración visual se denominara, en su honor, *daltonismo*.

EL AIRE Y LA FASCINACIÓN POR LOS GASES

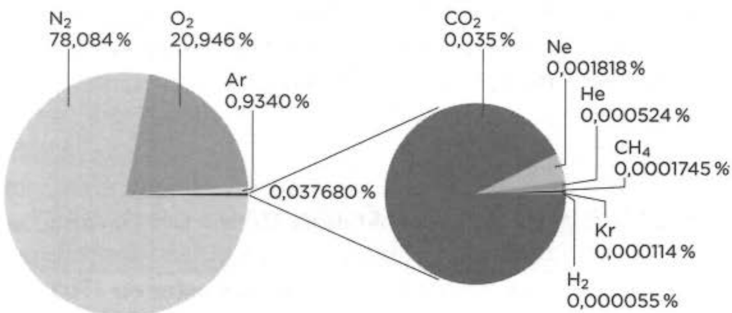
John Dalton puede recibir, por propios merecimientos, el apelativo de «padre de la química moderna», aunque esta calificación normalmente se le atribuye a su predecesor, el francés Antoine-

Laurent de Lavoisier (1743-1794). Dalton conocía a la perfección los trabajos del científico francés, en especial los relacionados con el análisis del aire y la famosa ley de conservación de la masa.

Aunque volveremos más adelante sobre estos asuntos con cierta formalidad, se hace necesario recordar aquí que, en el momento de la formulación de la ley de conservación de la materia no se conocía el átomo, y en este aspecto John Dalton completó y dio sentido al inmarcesible enunciado de Lavoisier: «En una reacción química la masa permanece constante, siendo la masa consumida de las materias reactivas idéntica a la suma de la masa resultante de los productos obtenidos». Obviamente, esta afirmación se quedará corta un siglo después del propio Dalton, cuando se llegó a conocer la com-

EL AIRE

Durante siglos, la naturaleza del aire fue un enigma. Para muchos se trataba de un único gas, compuesto por diferentes elementos, entre los que principalmente podía distinguirse el oxígeno, responsable de la combustión. No es hasta la llegada de Antoine Lavoisier (1743-1794), Joseph Priestley (1733-1804) y, por supuesto, John Dalton, cuando se desveló su auténtica naturaleza: se trata de una mezcla y no de un compuesto. No tiene pues una fórmula química. En la figura se detalla la composición relativa actualizada de sus constituyentes, principalmente nitrógeno y oxígeno, además de gases nobles, dióxido de carbono y metano. No se incluye el vapor de agua, variable (de hecho, la figura hace referencia al aire seco).



posición del mismo átomo y la posibilidad de reacciones nucleares en las que, de forma necesaria, hay que considerar la equivalencia de masa y energía. Pero la famosa relación de Einstein ($E = mc^2$) queda, en este ámbito, fuera del alcance de nuestros propósitos.

Por el contrario, sí es procedente traer a colación aquí los trabajos de Lavoisier y Dalton acerca de la naturaleza del aire. Lavoisier realizó numerosos experimentos que consiguieron revolucionar la química de su tiempo —muchos de ellos junto con el también francés y gran astrónomo, físico y matemático Pierre-Simon de Laplace (1749-1827)—, aunque desgraciadamente terminó perdiendo la cabeza en el sentido más literal y revolucionario del término, pues fue víctima de la célebre guillotina. Lavoisier no aisló átomos, sino elementos —a él, entre otros, debemos principalmente la primera nomenclatura química—, identificando que los componentes del agua eran el oxígeno y el hidrógeno y deduciendo que, por ejemplo, la combustión y la respiración misma no eran sino una combinación de un cierto elemento con oxígeno. Igualmente, Lavoisier se percató de que el aire no era un elemento único, sino una mezcla de ellos. Este hallazgo era de una importancia fundamental para John Dalton, puesto que él mismo estudió y defendió que el aire es una mezcla física de gases, y no una combinación química de unos elementos determinados. No era una cuestión baladí. Dalton publicó este y otros resultados ya en Mánchester en el año 1793, ciudad a la que se había trasladado con veintisiete años para trabajar como tutor de un nuevo colegio fundado por la comunidad religiosa a la que pertenecía. Ese mismo año, y ya establecido de por vida en Mánchester, fue admitido como socio en la prestigiosa Manchester Literary and Philosophical Society (Sociedad Literaria y Filosófica de Mánchester), la conocida Manchester Lit & Phil.

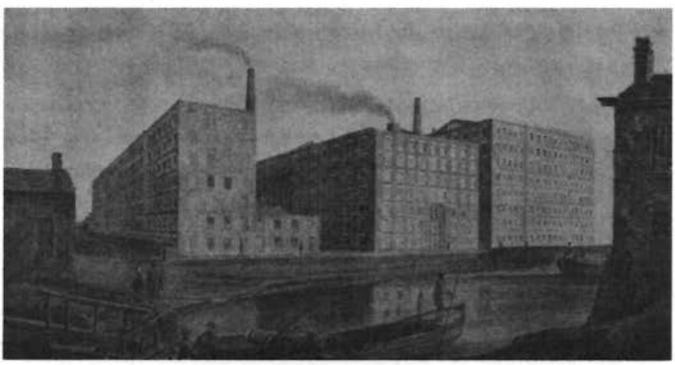
Las inquietudes meteorológicas de John Dalton encontraban su cauce adecuado. La naturaleza del aire era una cuestión esencial para la comprensión del clima. La pertenencia de John Dalton a la Lit & Phil fue decisiva en el devenir de sus trabajos, puesto que era la plataforma idónea para su divulgación. Dalton ya había publicado antes, recién llegado a Mánchester en 1793, sus *Observaciones y ensayos meteorológicos*, pero a pesar de su originalidad y profundidad apenas habían tenido eco alguno. A partir de

MÁNCHESTER

Casi toda la vida adulta de John Dalton transcurrió en la ciudad británica de Mánchester. Por aquellos años, su expansión tanto en industria como en población fue enorme, hasta convertirse en el mayor centro de procesado de algodón mundial gracias, precisamente, a la revolución tecnológica propiciada por ingenieros como James Watt o científicos como el propio John Dalton. En 1835, en plena era victoriana, Mánchester llegó a ser tildada —sin mucha exageración— como «la mayor ciudad industrial del mundo». Y ya no solo en el ámbito textil, también en el químico o la industria pesada. Sus infraestructuras también fueron pioneras: al primer ferrocarril de pasajeros del mundo —entre la vecina Liverpool y la propia Mánchester—, se unirán los esfuerzos por darle una salida al mar. Lo consiguieron finalmente en 1894, con la canalización de los ríos Irwell y Mersey, salvando los 58 kilómetros que la separaban del estuario de Mersey, accediendo de esta forma al puerto de Liverpool.

Cuna de sindicalistas

La revolución en el pensamiento se unió a la industrial en la época de Dalton en Mánchester. Allí vivió Friedrich Engels desde 1842, donde se reuniría con Karl Marx, y también allí se fraguaron las figuras de importantes personajes sindicales y laborales, como la de Robert Owen (1771-1858), que apadrinaría a Dalton para su entrada en la prestigiosa Lit & Phil. En vida de Dalton la población de Mánchester rondaba los cien mil habitantes, y el rápido crecimiento propició también un auge en la delincuencia, por lo que la ciudad no gozaba de buena reputación —además de los humos y olores de las fábricas, las malas y desordenadas construcciones para los obreros y otras incomodidades—. El propio John Dalton narraría a su hermano haber sido víctima de un asalto en 1817.



Acuarela de las fábricas de tejidos McConnel & Co, en la ciudad de Mánchester (1820).

esa fecha todo cambió, aunque John Dalton nunca renunció a su faceta académica como profesor particular para estudiantes con pocos recursos. Dentro o fuera de la prestigiosa Lit & Phil, John Dalton seguía siendo un convencido cuáquero que vivía en una humilde casa victoriana compartida con un presbítero.

El año 1802 marcó el comienzo de su etapa más fructífera. En esos años el mundo de la química estaba deslumbrado por la brillante figura del joven Humphry Davy (1778-1829). Davy es todo lo contrario a Dalton. Aunque coincidía con este en su devoción por la obra del francés Lavoisier, su atractivo y arrogancia atraían a multitudes a sus conferencias. Davy conseguiría mediante electrolisis la separación del magnesio, el bario, el estroncio, el calcio, el potasio y el sodio. Incluso el aluminio, y así hasta una docena de nuevos elementos, cuando en la época apenas se conocían cincuenta. Y fue más allá: junto con su amigo Thomas Wedgwood (1771-1805), logró ese mismo año de 1802 una primera impresión fotográfica aplicando sus conocimientos en electroquímica y utilizando el nitrato de plata. Davy —en realidad sir Humphry Davy, pues acabó sus días como presidente de la Royal Society con fama y fortuna—, admiraba tanto a John Dalton como a su inteligente discípulo Michael Faraday (1791-1867), el descubridor de la inducción electromagnética y padre, por tanto, de la invención de los generadores y motores eléctricos. Pero era muy crítico, al menos, en sus comienzos, con el rigor de Dalton en su modesto laboratorio. Sin embargo, la mayoría de historiadores científicos están de acuerdo en la habilidad experimental de John Dalton, aun cuando en muchas ocasiones sus instrumentos no fueran tan elaborados y precisos como los de Davy. Esta falta de medios, con frecuencia debida simplemente a sus escasos recursos económicos, era suplida confiando más en su tosca cabeza elemental que en sus manos, en palabras del propio Davy. Aunque la realidad fuese justo la contraria, y Dalton se empeñara en repetir en multitud de ocasiones combinaciones y experimentos ya inequívocamente realizados con éxito por otros colegas.

Con independencia del foco de atención social, centrado en el sobrevalorado Davy, Dalton comenzó a partir de 1802 a publicar un resultado tras otro en una actividad frenética. Su primera gran contribución a la química fue la ya referida a la composición del

aire. Mientras sus colegas defendían que este era un compuesto químico más, Dalton, como lo hiciera antes Lavoisier, postuló que el aire era un sistema mecánico, añadiendo que su presión era el resultado de las presiones individuales de cada gas que lo formaba. Dalton extendió este razonamiento a todos los gases en general, ya no solo a los contenidos en el aire. Solo un año después, en 1803, este principio científico ya era comúnmente conocido como la «ley de Dalton de las presiones parciales».

Por descontado, el famoso sir Humphry Davy se mostró en un principio completamente escéptico con relación a esta nueva ley de los gases, hasta que Dalton pudo explicar que las fuerzas repulsivas que ejercen la presión solo actúan entre los átomos de la misma clase, y que los átomos dentro de una mezcla de gases variaban en peso y complejidad.

> «La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de cada gas individual ejercida mientras ocupa el mismo espacio.»
>
> — John Dalton, Ley de las presiones parciales de los gases (1803).

Con esta explicación adicional Dalton estaba ya introduciendo, tal vez voluntariamente, el necesario concepto de átomo. Distintos elementos, distintos átomos.

La fascinación de John Dalton por los gases, la cual había nacido de su inagotable interés por el aire y la meteorología, se extendió lógicamente a cualquiera de los estados conocidos de la materia: sólido, líquido o gas. Y así formalmente estableció que cualquier elemento, con independencia del estado en que se encuentre, estará compuesto por átomos, siendo estos pequeñas partículas individuales, indivisibles e inalterables, características de un elemento determinado con una masa determinada. Para denominar a estas partículas elementales recurrió al viejo término que un día fuera acuñado por el filósofo griego Demócrito de Abdera: *átomo* («sin división»). Pero esta vez la existencia de los átomos no estaba basada en razonamientos lógicos, sino experimentales.

DEMÓCRITO DE ABDERA



Demócrito meditando en el asiento del alma, **estatua de Léon-Alexandre Delhomme.**

Demócrito (ca. 460 a.C.-ca. 370 a.C.) es el padre del atomismo filosófico. Nacido en Abdera, fue discípulo de Leucipo de Mileto (ca. 460 a.C.-ca. 370 a.C.), del que casi nada se sabe. A su vez, fue maestro de Protágoras de Abdera y, sobre todo, de Epicuro de Samos. Aunque la mayor parte de las obras de Demócrito y Epicuro se han perdido, su pensamiento ha llegado hasta nuestros días a través del largo poema latino didáctico *De rerum natura (Sobre la naturaleza de las cosas)* de Lucrecio (99 a.C.-55 a.C.). De la vida de Demócrito (en griego, «escogido del pueblo») se sabe que estudió astrología y teología con eruditos caldeos. De carácter extraño, habría viajado por casi todo Oriente Medio —especialmente a Egipto, pero también a Persia, Babilonia y Mesopotamia— para aprender filosofía, geometría y astronomía. La leyenda acerca de Demócrito afirma que se arrancó los ojos poco antes de suicidarse —con más de cien años—, con el fin de que un bello jardín no estorbara sus meditaciones sobre el mundo. Su ética se basa en el equilibrio interno y el control de las pasiones. El placer debe escogerse frente al dolor, pero este debe ser discriminado para alcanzar la felicidad, pues a la larga conduce al dolor.

Los átomos según Demócrito

Para Demócrito, toda la materia es una mezcla de átomos. Estos son eternos, indivisibles e invisibles, diferenciándose solo en su tamaño. Según se agrupen, varían las propiedades de la materia. Incluso los mismos pensamientos están formados por átomos. Además de la materia y sus átomos («lo que es»), en la naturaleza existe también el vacío («lo que no es»). Según Demócrito, «los principios de todas las cosas son los átomos y el vacío; todo lo demás es dudoso y opinable». Por esta razón, negaba la existencia física de Dios: «Dios es mente, la cual está en una esfera ígnea, que es el alma del mundo».

En realidad, Dalton no llegó a probar que los átomos estaban «físicamente» ahí, dentro de los elementos, pero sí que la combinación de los mismos seguía unas pautas bien marcadas relacionadas con sus pesos relativos. Así, sabiendo que el hidrógeno era el más ligero, podía asignársele el peso atómico igual a uno. Y en relación con este valor, ir asignando valores diferentes a elementos más pesados según fuera su participación en peso relativo en los distintos compuestos estudiados. De esta forma, Dalton pudo publicar en el año 1803 en la Lit & Phil una primera tabla de pesos atómicos de algunos de los elementos conocidos por aquel entonces.

«UN NUEVO SISTEMA DE FILOSOFÍA QUÍMICA»

El refinamiento de su teoría atómica basada en los pesos atómicos relativos de los elementos conocidos tendría como colofón su obra más conocida, cuya primera —y principal— parte se publicaría el año 1808: *Un nuevo sistema de filosofía química*. En este voluminoso tratado de novecientas páginas John Dalton nos presenta su convicción de que los átomos de los diferentes elementos existentes en la naturaleza pueden distinguirse los unos de los otros por su diferente peso. Además, los átomos no pueden ser creados ni destruidos. Con esta última afirmación, Dalton mantiene intacta la ley de conservación de la masa de Lavoisier: antes y después de una reacción química existen los mismos átomos, *ergo* la cantidad de materia no puede variar.

El estudio de las reacciones químicas más conocidas proporcionaría la sustentación necesaria para la credibilidad de la nueva teoría atómica: los elementos (sus átomos) solo se combinarían con otros elementos (otros átomos) según relaciones simples. Muy simples. Esta comprobación palpable de la simplicidad de los compuestos (moléculas) elimina cualquier posibilidad de fracción atómica. Los átomos se combinarán según relaciones de números enteros tan bajas como les sea posible. Veremos varios ejemplos ilustrativos formulados más adelante, pero aquí podemos explicar

este hecho utilizando palabras del mismo John Dalton leídas en noviembre de 1802:

> Así, los elementos de oxígeno pueden combinarse en una proporción de uno o dos con gas nitroso, pero no con una cantidad intermedia.

Esta forma limitada de combinación de los átomos recibió muy pronto la denominación genérica de *ley de las proporciones múltiples*, que permanece completamente vigente hasta hoy.

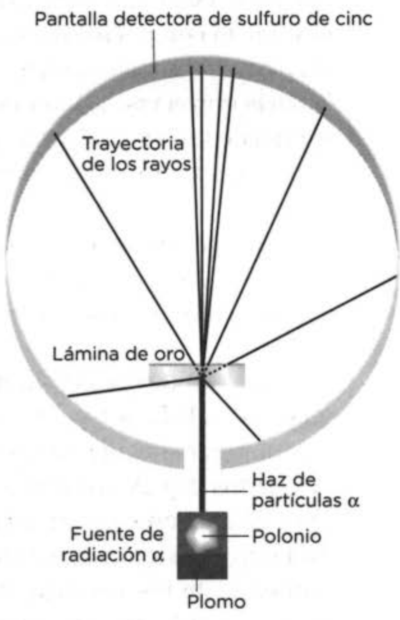
En su obra magna John Dalton establece una clasificación muy simple de los compuestos: binarios, ternarios, cuaternarios... etcétera, atendiendo a la proporción necesaria. Si un átomo de un elemento A necesita solo de un átomo del B, el resultado es un compuesto binario. Si necesita dos átomos de B, o a la inversa, el resultado es un compuesto ternario. Y así sucesivamente. Por lo general, las propuestas más simples y las ecuaciones más cortas son siempre las más correctas. Y John Dalton llevó hasta el final esta norma no escrita de la ciencia. Tanto, que llegó a proponer de forma adicional a todo lo anterior un «principio de máxima simplicidad», en el que:

> Cuando los átomos se combinan —siempre en una misma proporción—, se presume que adoptan una forma binaria, a menos que haya una razón de peso demostrada para que ocurra lo contrario.

Este último principio no se sustenta como los anteriores, al menos desde la perspectiva actual de la química, en la que se considera una molécula como «un conjunto de al menos dos átomos enlazados covalentemente formando un sistema estable y neutro». El concepto de covalencia y enlace implica el conocimiento de la composición subatómica, fundamentalmente del comportamiento de los electrones y sus estados cuánticos de mínima energía, por lo que no estaba al alcance todavía del pensamiento de John Dalton en 1808. No es de extrañar, por tanto, que en sus escritos Dalton cometiera algunos errores basándose en este principio de simplicidad, y que hoy nos podrían parecer anómalos y extraños. Por ejemplo, formular el agua como HO (en lugar de H_2O) y el amoniaco como NH (en lugar de NH_3).

El descubrimiento del electrón se haría esperar hasta el año 1897, en el que Joseph John Thomson (1856-1940), que recibiría el Nobel de Física en 1906, realizó uno de sus famosos experimentos con los rayos catódicos. Su sucesor en las investigaciones de las partículas subatómicas y también como director del Laboratorio Cavendish de Cambridge no fue otro que el ya varias veces mencionado Ernest Rutherford, galardonado con el Nobel de Química en 1908. Tanto él como su alumno, el danés Niels

EL EXPERIMENTO DE RUTHERFORD



En 1909, Hans Geiger (1882-1945) y Ernest Marsden (1889-1970), los pupilos de Rutherford en la Mánchester de John Dalton, llevaron a cabo el «experimento de la lámina de oro», más conocido como «experimento de Rutherford». Colocaron una fuente radiactiva, en este caso el polonio de Marie Curie, elemento cuyos 33 isótopos son todos radiactivos de forma natural, y especialmente el ^{210}Po que decae directamente a plomo ^{206}Pb emitiendo una partícula α, haciendo incidir el haz de núcleos de He (α) perpendicularmente en una lámina de oro. Para detectar los destellos de las partículas α se utilizó una pantalla esférica de sulfuro de cinc. Si el modelo de Thomson era correcto, las partículas α apenas se desviarían porque todo el átomo se consideraba homogéneo. Sin embargo, algunas se desviaban, y una de cada ocho mil retrocedía completamente, «como si una bala de cañón disparada contra una hoja de papel rebotara», utilizando el símil del propio Rutherford. Este concluyó que la mayor parte del átomo estaba vacío, y que la desviación se producía por la existencia de una zona muy densa, pequeñísima y cargada positivamente en el centro atómico.

Bohr (1885-1962), que también recibiría el Nobel de Física en 1922, realizarían ya en el siglo xx los experimentos y postulados necesarios para conseguir la comprensión completa de la estructura del átomo. Se hace necesario en este punto recalcar que, aunque los átomos constituyentes de los compuestos y moléculas finalmente sí podían subdividirse a su vez en otras partículas fundamentales —esencialmente los electrones en su corteza, y los protones y neutrones en su pequeño y densísimo núcleo—, la teoría atómica de Dalton proporcionó una base de trabajo lo suficientemente sólida durante casi un siglo. En realidad, y como muchos autores remarcan, dentro del campo de la química el átomo sigue siendo indivisible. Y solo la física moderna, que contempla los procesos de fusión y fisión nuclear, así como la existencia de isótopos —átomos que varían en su composición nuclear al variar el número de neutrones y, por tanto, varían en masa—, contradice en parte el enorme legado de la investigación llevada a cabo por John Dalton.

EL RECONOCIMIENTO DE LA FIGURA DE DALTON

Dalton continuó con sus trabajos sobre gases y compuestos químicos basados en sus famosos átomos hasta su muerte, acaecida en 1844, aunque ningún otro alcanzó la altura intelectual e importancia de su célebre *Un nuevo sistema de filosofía química*. Desde 1817 presidió la Lit & Phil, y escribió y defendió más de ciento veinte contribuciones científicas. Con la excepción del mencionado sir Humphry Davy en los primeros años, casi ningún químico de su época puso en cuestión su teoría atómica, e incluso el mismo Davy pareció ceder en su opinión ofreciendo a Dalton un puesto como miembro de la Royal Society londinense, que él mismo presidía. Era un regalo envenenado, puesto que Davy sabía que Dalton ni podía ni quería afrontar los gastos de un nombramiento así y, por tanto, acabó rechazándolo. Lo que John Dalton no sospechaba es que fue elegido igualmente miembro sin su conocimiento. Poco a poco los honores fueron llegando, el principal



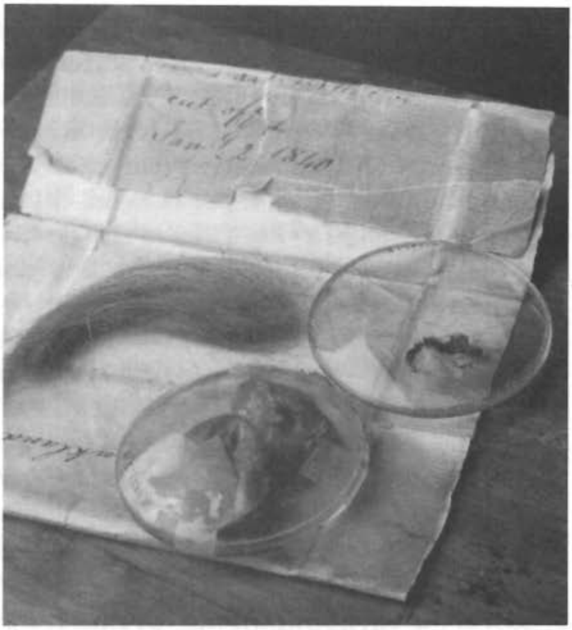




FOTO SUPERIOR IZQUIERDA:
Grabado de John Dalton realizado por el artista Joseph Allen (1814).

FOTO SUPERIOR DERECHA:
Dalton fue el primero en investigar, en su propia persona, el defecto de la visión que hoy se conoce en su honor como *daltonismo*. Tras su muerte, donó sus ojos, que vemos en la ilustración, junto a sus lentes y un mechón de pelo.

FOTO INFERIOR:
Sede actual de la Sociedad Religiosa de los Amigos en Mánchester, la comunidad cuáquera a la que Dalton perteneció.

de ellos en forma de pensión económica vitalicia desde el mismo Gobierno, lo que hizo mucho más llevadera su vida científica. A la muerte de Davy, la Academia de las Ciencias francesa lo eligió para sustituirlo. Antes Dalton había visitado brevemente París, en 1822, para reunirse con algunos prestigiosos colegas franceses. La veneración por la figura del malogrado maestro Lavoisier lo empujó a ello. Ya en lo alto de su fama, impartió conferencias en lugares tales como Oxford, Bristol o Dublín, pero los problemas cardíacos y sus secuelas le hicieron volver a su voluntaria reclusión en la industriosa ciudad de Mánchester, donde fallecería solo, como siempre vivió, el 27 de julio de 1844. Poco antes de morir había recibido el homenaje de sus conciudadanos, y una gran estatua de Dalton, hoy en el Ayuntamiento de la ciudad, había sido esculpida en su honor. A su muerte, las muestras de afecto y admiración de sus vecinos se repitieron con la sorprendente profusión narrada al principio de este capítulo.

«Dalton es, probablemente, el único científico con estatua propia en vida.»

— Cita apócrifa de la época.

Después de su muerte hubo quien se atrevió a poner en duda la existencia de los átomos. El más crítico tal vez fuera el físico y filósofo austríaco Ernst Mach (1838-1916) que, aparte de descubrir la relación entre la velocidad de un cuerpo y la del sonido, como pensador positivista que era no pudo sino afirmar que «los átomos no pueden apreciarse por los sentidos, solo son un invento del pensamiento». Mach sostenía de forma tajante que para la ciencia solo aquello empíricamente comprobable era admisible y, por tanto, negaba conceptos tales como materia, necesidad y causalidad. Los átomos de Dalton entraban dentro de esta negación: eran necesarios para explicar las moléculas, pero no podían detectarse. Por tanto, su existencia no pasaba de ser un artificio intelectual. Este punto de vista tan radical se extendió principalmente entre los científicos del área alemana, aunque no era compartido por el vienés Ludwig Boltzmann (1844-1906).

Boltzmann y Mach no eran precisamente amigos, ni en lo personal ni en lo científico. Boltzmann basó todo su trabajo —principalmente en el campo de la mecánica estadística y la termodinámica— en la existencia real de los átomos, creencia compartida sin tapujos por científicos de la talla de Josiah Willard Gibbs (1839-1903) y, sobre todo, del genial escocés James Clerk Maxwell (1831-1879), el gran unificador de la teoría electromagnética, con el que colaboró en la teoría cinética de los gases que hoy lleva el nombre conjunto de «estadística de Maxwell-Boltzmann». Supuestamente Boltzmann no pudo soportar las críticas ni de su primer tutor Ernst Mach, ni del segundo, Wilhelm Ostwald (1853-1932), que sustituyó al primero en su voluntario destierro científico. Sumido en la depresión, Ludwig Boltzmann se ahorcó en 1906. Pero casi al mismo tiempo la existencia real de los átomos —antes de que Ernest Rutherford los bombardeara de forma indiscriminada para saber que estaban allí—, sería probada tanto por Albert Einstein (gracias a su artículo sobre el movimiento browniano de los átomos, publicado en 1905), por aquel entonces un neófito, como por el trabajo con suspensiones coloidales de Jean Baptiste Perrin, que permitió confirmar tanto los valores de la constante de Boltzmann como del número de Avogadro. Este conocido valor, el del número de entidades elementales —átomos o moléculas— que hay en un mol, o cantidad de sustancia, es una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Debe su nombre a Amadeo Avogadro (1776-1856), un extraño y huraño noble italiano que en 1811 descubrió que dos volúmenes iguales de gases, sea cual sea su naturaleza y si la presión y la temperatura no varían, contienen el mismo número de moléculas. Así, un mol de gas hidrógeno (H_2, 2,012 gramos), o uno de carbono (C, 12 gramos, tomado como referencia o patrón) poseen igualmente $6{,}0221367 \times 10^{23}$ moléculas o átomos, respectivamente. Con estos datos ya se podían medir el tamaño y el peso de los átomos. Por ejemplo, si tenemos dos botellas idénticas en volumen, una llena de oxígeno y otra de helio, ambas contienen el mismo número de moléculas. Y el número de átomos de oxígeno será el doble puesto que su molécula es diatómica, mientras que el helio, como gas inerte, es monoatómico.

EL PESO DE LOS ÁTOMOS

Hoy en día la masa de un átomo se mide en unidades de masa atómica (u) —nada muy diferente a lo propuesto por John Dalton—, tomando como referencia la doceava parte de la masa de un átomo neutro de carbono-12 libre (es decir, un átomo cuyo núcleo tiene 6 protones y 6 neutrones) en lugar del átomo de hidrógeno. Este valor equivale a $1{,}66 \times 10^{-27}$ kg. El más ligero es el átomo de hidrógeno, y el más pesado (de entre los estables) el de plomo-208, con una masa de 207,98 u. Si utilizamos el mol como unidad de masa —algo frecuente en química—, tendremos por regla general que un mol de átomos de un cierto elemento pesa aproximadamente tantos gramos como la masa atómica de dicho elemento.

Habiendo encontrado ya la manera de medir la masa de los átomos, es frecuente tildar a John Dalton como «el hombre que pesó los átomos». Las investigaciones de Dalton no solo cambiaron la forma de pensar de sus coetáneos —y de los que siguieron la senda marcada por él—, sino que también cambió la misma química tal y como se conocía hasta entonces. Hay un antes y un después en el camino allanado por el francés Lavoisier primero, y el británico Dalton más tarde, en lo que los estudiosos denominan *inicio de la química moderna*. No sin un gran esfuerzo de concisión hemos mencionado aquí los nombres de ilustres científicos como los del propio Lavoisier, Laplace, Joule, Davy, Avogadro, Faraday, Boltzmann, Maxwell o Perrin entre otros, sin olvidarnos de la gran nómina de físicos atómicos del siglo XX, entre los que destacarían Thomson, Curie, Rutherford, Chadwick, Einstein, Planck, Bohr y, más tarde, Schrödinger, Heisenberg, Fermi o Pauli, por citar solo los más conocidos. Todos ellos están en deuda con el impagable trabajo y abnegación de John Dalton, el primer hombre que imaginó que tenía que existir una partícula fundamental de materia indivisible en el primer escalón de la naturaleza: el átomo.

CAPÍTULO 2

Los difíciles primeros años

Los científicos, como cualquier persona, no son ajenos a la época y lugar en que viven. Y a los acontecimientos que les suceden. La biografía de John Dalton, aunque es casi tan austera como su propia personalidad, depara más de una sorpresa. Pero sobre todo revela un carácter tenaz e incansable y una devoción por la ciencia fuera de toda duda. Su perseverancia, intuición e inteligencia fueron innegables.

John Dalton nació en la pequeña población de Eaglesfield, en el noroeste de Inglaterra, situada en el condado de Cumberland —o Cumbria—, un lugar lleno de bellezas naturales, como el conocido Parque Nacional de Lake District, uno de los más hermosos de las islas británicas. El feliz evento ocurrió el día 5 o 6 de septiembre de 1766. La fecha exacta no se conoce, puesto que no hay un registro cuáquero del nacimiento. Sus padres fueron Joseph y Deborah Dalton, y John ya tenía dos hermanos mayores: Jonathan y Mary.

La familia Dalton estaba arraigada en Cumberland al menos desde finales del siglo XVI. En los años en que John vino al mundo la familia poseía una pequeña granja —posiblemente fruto de la dote de Deborah Dalton-Greenup— y, además, vivía modestamente del trabajo como tejedor de Joseph Dalton. El padre, como era norma en aquella época, no tenía legada propiedad alguna dada su condición de hijo menor, y así sería hasta la muerte del tío mayor de John en 1786, que habría heredado en su momento las magras fincas de Joseph Dalton, el abuelo de John. Es precisamente el patriarca de la familia, Joseph Dalton, el que habría convertido a todos a la doctrina de George Fox, el padre del movimiento cuáquero. La misma suerte que su padre corrió el propio John Dalton años después al respecto de la herencia, puesto que a la muerte de este todo lo poco que tenía la familia pasó a poder de su hermano mayor, Jonathan. Cuando el primogénito murió soltero en 1834,

la fortuna familiar, bastante mejorada, pasaría por fin a manos de John Dalton, pero para entonces su propia situación financiera y personal, también soltero, y de una frugalidad rayana en la tacañería para con sus gastos personales, era lo suficientemente solvente como para despreocuparse.

LA SOCIEDAD RELIGIOSA DE LOS AMIGOS


George Fox.

George Fox (1624-1691) fue un disidente religioso inglés que fundaría la llamada «Sociedad Religiosa de los Amigos». Los cuáqueros, como así se denominan normalmente, han pervivido y se han extendido desde entonces hasta nuestros días. Deben su nombre al verbo inglés *quake* («temblar»), utilizado en un juicio a Fox como burla a sus creencias: «Que tiemble en la palabra del Señor». Fox era un niño devoto fascinado por la Biblia, y pensaba hacerse sacerdote. Pero estaba en desacuerdo con el comportamiento de sus profesores, en especial en lo relativo a la bebida. Después de varios viajes por Inglaterra intentando encontrarse a sí mismo, elaboró sus propias ideas basadas estrictamente en los textos bíblicos. En 1648 comenzó a predicar, centrando sus sermones en el seguimiento de las Escrituras, la justicia social, la moralidad y las buenas costumbres. En 1650 fue encarcelado por blasfemo y más tarde por negarse a tomar las armas. Aun estando en la cárcel, sus seguidores se multiplicaban. Fuera de ella, exacerbaba su discurso: no solo contra la Iglesia anglicana, sino también contra la católica, que era dominante en Irlanda. En 1671 viajó a América, donde ya se habían fundado colonias de cuáqueros. A su vuelta, viajó también por el norte de Europa con el mismo fin.

Hombres de paz

Los cuáqueros no tienen un credo oficial y sí muchas creencias diferentes, pero se distinguen por ser «hombres de paz». No tienen sacerdotes ni sacramentos, y defienden una vida sencilla, la honradez y el pacifismo. Sus cultos son reuniones silenciosas con comentarios de la Biblia. Se estima en unos 300 000 el número de cuáqueros actualmente en el mundo. En 1947 la Sociedad Religiosa de los Amigos recibió el premio Nobel de la Paz.

LOS CUÁQUEROS Y LA EDUCACIÓN

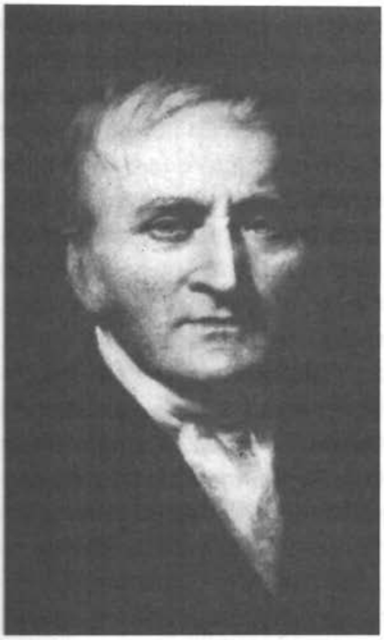
Todos estos detalles acerca de la situación económica familiar de John Dalton pueden parecer excesivos al lector, así como la sobreabundancia de información de su entorno religioso en el que nos extenderemos. Sin embargo, sería difícil comprender la obra y los hallazgos de Dalton sin poner atención a aquellos aspectos de su infancia que marcarían tanto su educación como su carácter. Lo que en otros personajes sería información biográfica superflua e irrelevante, en John Dalton constituye parte fundamental de su forma de ser y de entender la vida, cuyo último y único fin fue enseñar y aprender, en su voluntario encierro en la cercana Mánchester, ciudad por cuyas calles apenas transitaría si no era para acudir a la Sociedad Lit & Phil, la biblioteca Pórtico o a su, eso sí, inexcusable partida de bolos cada jueves en la cantina The Dog and Partridge Inn («El perro y la perdiz»). Así pues, Cumberland era en aquel momento una próspera región minera e industrial, con una serie de puertos importantes para el comercio marítimo —en especial hacia el pujante Estados Unidos, cuyos estados se habían declarado independientes de Gran Bretaña en 1776 y fueron reconocidos como tales en 1783—, en los que alguien como George Fox encontraría su mayor y mejor acogida para sus estrictas creencias religiosas. Precisamente en Cumberland el visionario Fox convertiría a sus ideas a familias y poblaciones enteras. Además, los mismos intereses comerciales aquí y allá encajaban especialmente bien con su esquema de organización social y prácticas éticas, y en muy poco tiempo se tendieron fuertes lazos entre las comunidades establecidas de la Sociedad de los Amigos: cuáqueros en la floreciente industria de las Midlands, prósperos comerciantes en Londres, ricos residentes en Filadelfia. Estas conexiones, junto con el gran interés por la educación y la «filosofía natural» mostrado por muchos de sus miembros, jugaron un papel clave en el favorable entorno educativo que vería crecer a John Dalton.

Algunos autores, como Elizabeth Patterson, según recogen Jim Whiting y Marylou Morano en su biografía sobre John Dalton, señalan que:

> [...] los cuáqueros tenían la necesidad imperiosa de desmarcarse de otras religiones, y este sentido de la exclusividad para preservar sus propias creencias hacía que los miembros más jóvenes fueran especialmente aleccionados para ello, necesitando por tanto sus propias escuelas y maestros.

Esta manera de pensar y actuar, lejos de resultar perjudicial para el niño John Dalton, fue un estímulo constante a lo largo de toda su vida. Su educación comenzó en la pequeña escuela de Pardshaw Hall, a la que acudía diariamente junto con su hermano mayor Jonathan, teniendo para ello que caminar más de tres kilómetros. Sin embargo, en una época donde el trabajo infantil estaba generalizado —y más en plena Revolución industrial—, y donde solo uno de cada doscientos ingleses sabía leer, todo este esfuerzo recompensado podía considerarse casi un privilegio. En esta humilde escuela John Dalton llamó muy pronto la atención de su maestro, John Fletcher. Bajo su tutela, Dalton se rindió ante la ciencia, y leía casi cualquier libro que el entusiasta Fletcher le proporcionaba. Sin embargo, la partida del maestro de Pardshaw Hall condenó a la escuela cuáquera al cierre.

Tras la marcha de Fletcher, la comunidad decidió reabrir una nueva escuela en Eaglesfield en un modesto granero. Y el maestro no será otro que el mismo John Dalton. Con solo doce años, y apremiado por la necesidad familiar de ingresos, el preadolescente John Dalton tendrá que vérselas con muchachos mucho mayores que él, que en numerosas ocasiones se mostraban displicentes y violentos. El joven Dalton apenas podrá lograr que algunos memoricen el alfabeto. De esta dura etapa de la vida de Dalton se cuentan anécdotas que tal vez pertenezcan al género de la fábula, como que encerraba en la oscuridad a sus alumnos en la clase hasta terminar las lecciones, o que llegó incluso a las manos con uno de ellos en su intento desesperado por desasnar al muchacho. También se afirma —con dudoso fundamento— que John Dalton infligía duros castigos físicos a los niños. Este irregular comportamiento, con ser un método habitual en la época y lugar, puede nacer de la confusión con los procedimientos empleados por su propio hermano mayor, Jonathan, con quien compartiría



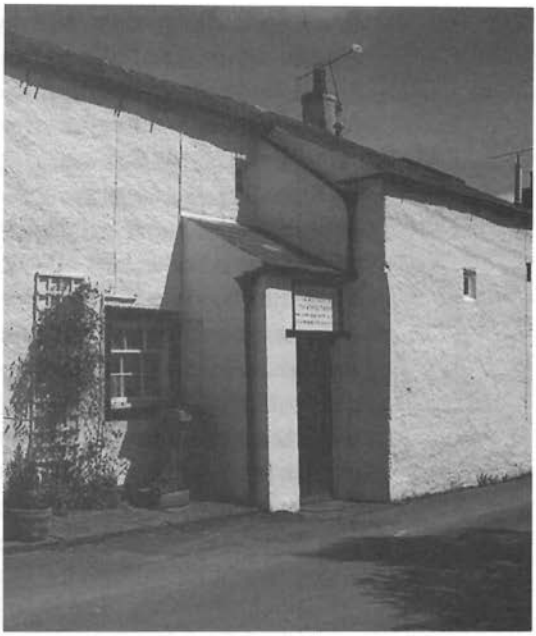




FOTO SUPERIOR IZQUIERDA:
John Dalton en una reproducción basada en el retrato que Benjamin Rawlinson Faulkner (1787-1849) hizo de él en 1841 para la Royal Society.

FOTO SUPERIOR DERECHA:
Una placa señala la casa donde John Dalton nació en Eaglesfield, Cumberland, Inglaterra.

FOTO INFERIOR:
Pardshaw Hall, la escuela donde el niño John Dalton acudió, situada a 3 km de Eaglesfield. Desde su fundación, Pardshaw Hall fue un enclave del cuaquerismo.

tareas docentes pocos años más tarde en la localidad vecina de Kendal.

En esos años el aplomo y curiosidad de Dalton llamaron la atención del miembro local más prominente de la Sociedad de los Amigos, Elihu Robinson (1734-1809), un filósofo natural con predilección por la literatura y especialmente la meteorología, saber que inculcaría a Dalton con tal fuerza que este nunca dejaría de estudiar sobre ella. La pasión de Dalton por Robinson es tal que incluso llegó a copiar para él, palabra por palabra, un anuario completo dedicado a la filosofía y las matemáticas. Igualmente, Dalton participó con Robinson en numerosos concursos de habilidad matemática de algunas revistas, acaparando modestos pero significativos premios. John Dalton recuerda en sus diarios —en lo poco que se conserva de sus manuscritos— su devoción y admiración por su mentor Elihu Robinson, en cuya biblioteca personal pasaría buena parte de las tardes de su adolescencia.

LABOR DOCENTE

En 1781, con quince años, el joven John fue requerido por su hermano mayor Jonathan para ayudarle como profesor en una nueva escuela cuáquera en la floreciente ciudad de Kendal, a unos 60 kilómetros de su pueblo de Eaglesfield. El director de la escuela era su primo George Bewley. La escuela estaba bien dotada —contaba incluso con un telescopio, un buen microscopio y algunos ingenios hidráulicos—, y el salario era más que digno. También tenía una larga lista de benefactores, por lo que John Dalton aceptó la invitación de buen grado. Cuatro años más tarde, Bewley abandonó la próspera escuela. Así que Jonathan y John, con el dinero obtenido por su padre hipotecando sus tierras, la compraron. Al negocio familiar se unió su hermana Mary, que se ocuparía de las tareas domésticas de la casa, así como de atender a los alumnos que pagaban por un alojamiento. El negocio empezó a crecer. En los años más prósperos asistieron a la escuela hasta sesenta alum-

nos, a los que había que sumar los que podían costearse clases particulares. En la modesta publicidad que los hermanos Dalton repartían, podía leerse:

> Los alumnos serán cuidadosamente instruidos en inglés, latín, griego y francés, así como también en escritura, aritmética, contabilidad y matemáticas, pudiendo alojarse en la propia residencia de los maestros a un precio asequible...

El incansable John Dalton añadió a todos estos quehaceres una serie de conferencias o charlas públicas en Kendal sobre temas tan variados como la mecánica, la óptica, la neumática o la astronomía, ayudado de los útiles de la escuela que, poco a poco, fue adquiriendo gracias a las escasas ganancias que obtenían. Esta era una práctica habitual entre los cuáqueros más preparados, y el propio Dalton asistió a numerosos seminarios impartidos por correligionarios de paso por la acogedora ciudad. Su saber también iba en aumento, a la par que su curiosidad.

La aventura docente de John Dalton en Kendal duraría varios años, los mismos que tardó en fallecer su padre. Con la muerte de este, su hermano Jonathan volvió a Eaglesfield para hacerse cargo de la herencia familiar. Esta marcha supuso un alivio para ambos hermanos. Jonathan había adquirido una pésima reputación entre los estudiantes por la violencia de sus métodos de enseñanza —curiosamente, respaldado por el estricto predicamento cuáquero—, mientras que John aspiraba a bastante más de lo que la pequeña ciudad de Kendal podía ofrecerle. Y nuevas y cultivadas amistades no le faltaban. Por ejemplo, la de John Banks, de cuyas clases Dalton había quedado vivamente impresionado. O del extraordinario John Gough (1757-1825), un científico natural diez años mayor que Dalton, ciego desde su infancia como consecuencia de la viruela, pero que, a pesar de su completa ceguera, era, a los ojos del resto de la comunidad y del mismo John Dalton, un genio, un maestro tanto en las lenguas clásicas —latín y griego— como en las modernas —francés o español—, además de un notable matemático, astrónomo, químico y botánico, tanto que Dalton anotaría con admiración sobre él:

> Gough es capaz de distinguir por el tacto, por el sabor o por el olor cualquier tipo de planta dentro de veinte millas a la redonda.

En 1790 Dalton escribió cartas a su primo George Bewley y a su primer tutor y próspero comerciante Elihu Robinson. También, cómo no, consultó a John Gough e incluso a su tío Thomas Greenup, hermano de su madre, que ejercía entonces como importante abogado en Londres. El propósito de Dalton no era otro que abandonar Kendal para estudiar medicina o derecho. Los estudios eclesiásticos estaban descartados, puesto que no había sacerdotes entre los cuáqueros. Dalton, tal vez por primera y única vez en su vida —arrastrado quizá por su ardor de juventud—, mostraba ambiciones. Argumentó ante sus próceres que muy poca gente de probada capacidad para el comercio, los negocios o los estudios de filosofía natural se resignaban a llevar una vida como maestros de escuela. Que su deseo por desarrollar una profesión propia podía conducirle a obtener mejores y mayores emolumentos para él y los suyos —la comunidad—, y contemplaba como factible la posibilidad de estudiar medicina en la universidad escocesa de Edimburgo, dado que las famosas universidades inglesas de Oxford y Cambridge estaban por aquel entonces vetadas para los cuáqueros, puesto que se consideraban «disidentes» de la religión oficial anglicana. Para su sorpresa y disgusto, todas las respuestas que recibió fueron contrarias a sus deseos. Su rico tío, por ejemplo, le contestó que el estudio de medicina o leyes estaba totalmente fuera del alcance de una persona de sus circunstancias (económicas, se entiende). Y le recomendó estudiar farmacia en lugar de medicina, o la pasantía en lugar de la abogacía, de tal forma que pudiera —si tenía éxito en tales estudios y con la ayuda de un pequeño capital—, establecerse por sí mismo llegado el momento.

Este revés no pareció afectar más allá de un año a John Dalton. Volvió a sus conferencias de divulgación y en 1792 visitó Londres por primera vez con motivo de la reunión anual de la Sociedad de los Amigos. El resultado de esta corta estancia en la capital británica no se hizo esperar: Dalton recibió una oferta para enseñar matemáticas y filosofía natural en Mánchester, en una nueva academia que los cuáqueros —en unión con otros grupos religio-

LOS DISIDENTES RELIGIOSOS

En lo que parece ser un denominador común entre muchos de los científicos creyentes —como los conocidos problemas de Galileo con la Iglesia católica, o los de Kepler con la luterana—, ni siquiera en épocas más recientes se han visto libres de prejuicios. Y perjuicios. John Dalton pertenecía al grupo anglicano disidente de los cuáqueros, que, junto a otros como los socinianos, los unitaristas o los cristadelfianos —por citar solo algunos de los más conocidos en la época—, veían cercenadas sus aspiraciones académicas. El principal motivo de discrepancia de estas nuevas doctrinas era el antitrinitarismo. Para ellos, Dios es una única persona y Jesús de Nazaret no habría existido como tal hasta el momento de nacer. Aunque atribuyen a Jesús el conocimiento de la divinidad, no es considerado hijo de Dios. También es rechazado el Espíritu Santo. Todas sus creencias están basadas en interpretaciones propias de los textos bíblicos. Aunque con posturas doctrinales diferentes, la necesidad de proporcionar una buena educación a sus adeptos llevó a algunas de estas escisiones anglicanas a asociarse para fundar escuelas y academias propias. Así lo hicieron cuáqueros, unitaristas y socinianos en Mánchester, donde John Dalton enseñó. Sin embargo, su acceso a los grandes centros del saber, como las universidades inglesas de Oxford y Cambridge, les estaba impedido.

sos disidentes, como los socinianos y los unitaristas— se disponían a fundar en esa industriosa ciudad para extender su área de influencia.

PASIONES: METEOROLOGÍA Y BOTÁNICA

Aunque su primer tutor en Eaglesfield, Elihu Robinson, ya había inculcado a John Dalton el interés por la meteorología —y más en una región de clima tan cambiante como Cumberland—, sería el ímpetu del invidente John Gough quien le convencería para comenzar sus anotaciones sobre lo que habría de convertirse en una rutina y casi obsesión diaria. Sus primeros datos están fechados el 24 de marzo de 1787, cuando Dalton había cumplido veintiún años. Los últimos, el día antes de su muerte en Mánches-

ter, el 26 de julio de 1844. Entre ambas fechas, más de doscientas mil entradas en casi sesenta años con datos de temperatura, humedad, presión barométrica, lluvia o vientos. Dalton publicó paulatinamente sus anotaciones y conclusiones. El primer opúsculo, que vio la luz al poco tiempo de establecerse en Mánchester, llevaría por título *Meteorological observations and essays (Observaciones y ensayos meteorológicos)* y apareció en el año 1793.

Su segunda gran pasión, antes de sumergirse de lleno, ya en Mánchester, en la química e, involuntariamente, en el mundo de la física atómica, fue también imbuida por el cuáquero John Gough, y no fue otra que la botánica. Dalton recogía todo tipo de plantas, que secaba, prensaba y clasificaba con exquisito cuidado. Esto último siempre bajo el sistema universal de la «nomenclatura binomial» propuesto por el famoso botánico sueco Carlos Linneo. Hacia 1790 Dalton había terminado la clasificación binomial de gran parte de las plantas del entorno de Kendal y recogido su descripción en once volúmenes. Estos volúmenes serían vendidos al museo local de Kendal con el prosaico fin de obtener algunos ingresos económicos adicionales. Esta dura etapa de necesidades terminaría en 1793 con su establecimiento en Mánchester.

A partir de ese año, y durante los cincuenta que seguirían hasta su muerte, viviendo siempre en Mánchester, John Dalton solo tuvo una cosa en su mente: investigar. Dejó de interesarse por cualquier otra cosa porque, según él mismo dejó escrito: «no tenía tiempo para nada más». Aunque había escrito en las revistas de las que era asiduo colaborador artículos de lo más variopinto acerca de las relaciones humanas —asuntos tan chocantes como el de la necesidad del uso del anillo en el matrimonio, los problemas y ventajas del divorcio y las segundas nupcias, o disquisiciones de naturaleza propias de un mero consultorio amoroso—, sus relaciones sentimentales conocidas se limitaron a un breve noviazgo con una viuda que no pasaron de una semana. Nada más. A este respecto, John Dalton anotó (1794):

> Durante este breve cautiverio perdí el apetito, balbuceaba y presentaba claros síntomas de esclavitud mental. Pero finalmente he recuperado mi libertad tras esta semana [...]. Mi cabeza está demasiado

llena de triángulos, procesos químicos y experimentos eléctricos como para pensar en el matrimonio.

QUÍMICOS INGLESES RELEVANTES

En un capítulo siguiente profundizaremos en el papel jugado por John Dalton en el ámbito de la química de su época. Pero, siguiendo la estructura cronológica con la que hemos orientado este capítulo biográfico, es necesario introducir ya algunas anotaciones de interés. Como consecuencia directa de la Revolución industrial que Gran Bretaña estaba viviendo, tanto él como la ma-

CARLOS LINNEO



El sueco Carlos (Carolus) Linneo (1707-1778) está considerado como el fundador de la taxonomía moderna o, más simplemente, de la clasificación científica de los seres vivos. Su principal obra, *Sistema naturae* (*Sistema natural*; 1735), es para muchos el arranque de la nomenclatura zoológica, clasificando según clases, órdenes, géneros y especies. En definitiva y según él mismo creía, se clasificaba la creación del propio Dios. El mismo John Dalton encauzó su pasión por la botánica al utilizar el sistema propuesto por Linneo para clasificar las plantas de su región natal de Eaglesfield. Este sistema se denomina *nomenclatura binomial*, en el que el primer término o palabra, escrito en latín, denota el nombre del género, y el segundo, también latino, el nombre específico. El género puede ser común y el nombre específico un epíteto identificativo, como si de un nombre y apellido se tratara. Por ejemplo, *Panthera leo* es el león, mientras que *Panthera tigris* es el tigre. Y más cercano, *Homo sapiens* es el «hombre sabio».

yoría de los químicos ingleses de su época se interesaron por el estudio de los gases, especialmente en los procesos de combustión. Así, se hace necesario citar ya aquí por ejemplo los nombres —por orden temporal— de Joseph Black (1728-1799), médico y químico escocés que estableció la clara diferencia entre calor y temperatura, definiendo conceptos tan habituales hoy en día como calor específico y calor latente de cambio de estado. Cabe decir aquí que el estudio del calor latente de cambio de estado y el calor específico fueron decisivos en el desarrollo de la máquina de vapor, principalmente por los trabajos del escocés James Watt (1736-1819). Pero a Black se le conoce sobre todo por haber descubierto el dióxido de carbono (CO_2), al que denominaría *aire fijo*. Para ello, Black encerró a un ratón junto a una vela en un recipiente con dióxido de carbono. Obviamente, la vela se apagó y el ratón no corrió mejor suerte, por lo que concluyó que era irrespirable.

Junto con Joseph Black, es necesario mencionar los trabajos de Joseph Priestley (1733-1804), antes teólogo que científico, pero que es considerado hoy en día, junto con Carl Scheele y el gran Lavoisier, como el descubridor del oxígeno, ya que fue el primero en aislarlo como gas e identificar su papel básico en el desarrollo de la vida. Sin embargo, Priestley llamó al oxígeno *aire desflogistizado*, apoyando la teoría del llamado *flogisto*, que sería rebatida poco después por Lavoisier. Básicamente, el flogisto era una sustancia de naturaleza hipotética responsable de la combustión. Si una sustancia contenía flogisto —concepto con raíces alquímicas, que toma su origen del griego *phlogistos* («inflamable»)—, el proceso de combustión producía una pérdida del mismo.

Y, por supuesto, no podemos olvidar al polifacético noble Henry Cavendish (1731-1810), que, aunque ha pasado a la historia principalmente por su experimento de la balanza de torsión —que sirvió para determinar la densidad de la Tierra (5,45 g/cm^3) y demostrar experimentalmente la ley de la gravedad de Newton, obteniendo una primera medida de la constante de gravitación universal ($G = 6{,}74 \cdot 10^{-11}\ N \cdot m^2/kg^2$)—, aisló el hidrógeno o «gas inflamable». Como consecuencia directa de estos trabajos —con sus aciertos y errores— el francés Antonie-Laurent de Lavoisier explicó completamente los procesos de combustión.

MÁNCHESTER Y LA LIT & PHIL

En sus clases en Kendal, John Dalton ya utilizaba los textos de química del recién mencionado Joseph Priestley. Curiosamente, el propio Priestley era también un disidente religioso como él y terminaría por fundar el ya mencionado unitarismo en Inglaterra. Antes de emigrar forzosamente a Estados Unidos en 1794 amenazado de muerte, sería uno de los ilustres profesores de la Academia de Mánchester a la que John Dalton había sido invitado.

ANTOINE-LAURENT DE LAVOISIER



Lavoisier (1743-1794), nacido en París, está considerado como el protagonista de la revolución científica francesa. Con su vida económica resuelta —su familia había comprado un título nobiliario y recaudaba impuestos en nombre del Estado—, dedicó todo el tiempo que le fue posible a la investigación, siempre de forma inseparable con su mujer, Marie Ann Pierette Paulze. Entre la compulsiva actividad pública de Lavoisier se cuenta el haber sido comisionado nacional para la fabricación de la pólvora, comisionado para establecer un sistema de pesas y medidas, y comisario del tesoro. Esta última actividad le granjeó numerosos enemigos, el más acérrimo de los cuales fue Jean-Paul Marat (1743-1793), uno de los más destacados miembros de la Asamblea Nacional y cuyos magros logros científicos fueron despreciados por Lavoisier. En 1791 denunció a Lavoisier por cobro indebido de comisiones. Fue arrestado en 1793 y guillotinado junto con su suegro al año siguiente, tras un juicio sumarísimo: «La república no precisa ni científicos ni químicos, no se puede detener la acción de la justicia». Tenía cincuenta años. A Lavoisier le debemos una nueva nomenclatura química, base del sistema moderno, así como su famosa «ley de conservación de la masa». En su *Tratado elemental de química* (1789), Lavoisier define el concepto de elemento: sustancia simple que no se puede dividir por análisis químico.

Dalton fue nombrado profesor encargado de filosofía natural y matemáticas a su llegada, cobijado bajo el paraguas de su protector, el cuáquero ciego John Gough. A pesar de disponer de una excelente biblioteca y de instrumental adecuado, las obligaciones docentes ahogarían los primeros años de Dalton en Mánchester. A las clases de filosofía natural y matemáticas se unieron pronto las de química, la materia que centró su mayor interés.

Pero la Academia de Mánchester pronto empezó a atravesar un sinfín de problemas —que años después acarrearían su traslado primero a York, luego de vuelta a Mánchester y, finalmente, a Londres—, que limitaron el trabajo incansable de John Dalton. Prácticamente solo, en marzo de 1800 anunció su propósito de renunciar a las clases en la Academia, aunque no quería abandonar Mánchester, ciudad en la que se encontraba completamente integrado. Así que en septiembre de ese mismo año abrió su propia academia. Y lo hizo con el suficiente éxito como para sobrevivir dignamente sin dejar de lado sus investigaciones. John Dalton ya no abandonaría la enseñanza privada durante el resto de su vida, pero el hito que realmente marcaría su proyección científica sería el ingreso previo, el 13 de octubre de 1794, en la ya mencionada en varias ocasiones Manchester Literary and Philosophical Society (Lit & Phil). Sus padrinos fueron Thomas Henry (1734-1816), autor que traduciría al inglés en 1776 la excepcional obra de Lavoisier *Opuscules physiques et chimiques*, publicada en Francia en 1774, Thomas Percival (1740-1804), pionero en la deontología médica y la salud pública y autor de un código ético de gran influencia en Inglaterra, y especialmente el carismático Robert Owen (1771-1858), un galés que, desde la experiencia en la dirección de una fábrica textil en Mánchester, daría los primeros pasos del cooperativismo dentro de la utopía socialista, por lo que fue considerado el precursor de los movimientos obreros y sindicales en su país. Un entorno intelectual excepcional que colmaría las aspiraciones de un John Dalton definitivamente arraigado de por vida a la industriosa Mánchester.

Solo un mes después de su elección como miembro de la Lit & Phil, Dalton defendería su primer gran trabajo científico, basándose en su propia experiencia, acerca de la ceguera a la per-

DALTON Y EL DALTONISMO

El daltonismo es un defecto genético hereditario que impide distinguir correctamente los colores. Al transmitirse ligado al cromosoma X, es más frecuente en los hombres: un 1,5 % en los hombres frente a un 0,5 % en las mujeres. Dalton estudió el problema y atribuyó el defecto a una anomalía en el humor vítreo. En realidad, el problema tiene su origen en los conos, células sensoriales ópticas que distinguen los colores. Hay tres tipos de conos que funcionan de forma similar a los dispositivos electrónicos: un tipo es más sensible al rojo, otro al verde y el tercero a la luz azul. El ojo humano, en conjunción con el cerebro, es capaz de distinguir unas 8000 combinaciones de colores. Según la deficiencia en el tipo de conos se define el tipo de daltonismo. El más severo es el «acromático»: no se distinguen los colores. El «monocromático» distingue uno de los tres colores y el «dicromático» dos de los tres. Este es el más habitual. Si fallan los conos rojos, el daltonismo se denomina «protanopia»; si fallan los verdes, «deuteranopia», y si fallan los azules, «tritanopia». También es posible que el daltónico tenga los tres tipos, pero con defectos: es lo más frecuente. Dalton sufría «deuteranopia», poco frecuente.

Donación de los ojos a la ciencia

Las biografías consultadas para escribir este volumen contienen no pocas anécdotas relacionadas con el daltonismo de John Dalton, la más sencilla de las cuales daría cuenta de sus problemas de confusión con reactivos químicos de diferentes colores, y la más notable, probablemente apócrifa, la que narra su torpeza vistiendo un inapropiado traje escarlata en una audiencia real ante Guillermo IV. Lo que sí es cierto es que el propio Dalton dejó instrucciones concretas para que, a su muerte, sus globos oculares fueran conservados en aras de la investigación de la enfermedad.



Cuaderno con hilos de colores que Dalton usó para comprobar su imposibilidad de ver ciertos colores. Fue un regalo que le hizo John Frederick William Herschel (1792-1871).

cepción de determinados colores, que hoy se conoce gracias a él como *daltonismo*.

El eco de este primer trabajo en la Lit & Phil fue, desde luego, muchísimo mayor que sus otros trabajos publicados anteriormente, como los ensayos meteorológicos o algunos dedicados a las presiones de los gases. Con su entrada como miembro de pleno derecho en la prestigiosa institución académica, John Dalton se aseguraba no solo un lugar para trabajar con comodidad, sino también un foro de amplio eco social, así como de excelente reputación. Dalton podía, por fin, ordenar sus investigaciones, aunque para subsistir no podía dejar de enseñar puntualmente en su academia privada, como expresó en una carta a su hermano en 1796:

> He pensado que seis clases sobre química y otras seis sobre otras materias podrían hacerme ganar algo de dinero en mi propia academia.

LA QUÍMICA A PRINCIPIOS DEL SIGLO XIX

Para comprender mejor cuál fue el entorno en el que John Dalton comenzó su andadura científica en el campo de la química una vez se hubo instalado en Mánchester, ayudará resumir en esta obra biográfica el estado de esta materia en la primera década del siglo XIX. La mayoría de los químicos, y Dalton no era una excepción, daban sus primeros pasos apoyándose en los trabajos de Robert Boyle (1627-1691) en Oxford, polifacético científico irlandés considerado como el primer químico moderno, en el sentido de que abandonó, o al menos dejó de lado, las clásicas creencias alquímicas. En la escuela de Kendal, John Dalton había adquirido un conjunto completo de sus numerosos trabajos, estudiándolos con avidez. La aridez de los textos del gran Robert Boyle a menudo llevaba a Dalton a estudiar química con los escritos del neerlandés Herman Boerhaave (1668-1738) que, aunque más médico que químico, es considerado como uno de los mejores enseñantes de su tiempo. Catedrático de medicina en Leiden, Boerhaave recopiló sus lecciones en *Elementa chemiae*

(*Elementos de química*; 1724), que recoge casi todo el saber en el campo de la química de su época. Era un ferviente newtoniano, siendo el primero en aplicar sus principios a esta materia, idea que John Dalton preservaría en sus propios trabajos.

> «A una temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido.»
>
> — **William Henry, ley de Henry (1803).**

Sin embargo, en aquellos primeros años en Mánchester su gran amigo y colega fue William Henry, hijo de Thomas Henry y discípulo de Thomas Percival, ambos padrinos de John Dalton a su entrada en la Lit & Phil. Henry tuvo más suerte que Dalton puesto que él sí que pudo asistir a clases de medicina en la Universidad de Edimburgo. Sin embargo, debido a una lesión en su niñez, padecía de enormes dolores que le impidieron ejercer como médico, dedicándose por completo a la investigación química. Sus resultados son hoy muy conocidos, especialmente aquel recogido en la ley que lleva su nombre (ley de Henry), y sobre la que también John Dalton llevaría a cabo sus propias indagaciones que discutiremos llegado el momento.

Aunque William Henry jugó un papel esencial en los comienzos de la carrera científica de Dalton en Mánchester —que además de sus hallazgos comunes en la solubilidad de los gases, alentó el interés de este en el estudio del peso de las primeras partículas más adelante—, no fue su única gran influencia. En el año 1796 John Dalton asistiría a una serie de treinta conferencias sobre química impartidas por el doctor Thomas Garnett (1776-1802). Estas clases parecen haber definido la elección de Dalton. No solo por abrir el camino a sus investigaciones químicas más formales, sino también, y de forma más prosaica, porque le convencerían de que era posible vivir holgadamente de la docencia privada y las conferencias.

De esta forma, desde el año 1794 hasta 1802, John Dalton trabajó de forma compulsiva, tanto en la docencia como en las conferencias y las investigaciones, en el marco de la acogedora Lit

WILLIAM HENRY



Henry nació en Mánchester en 1774, hijo de Thomas Henry y discípulo de Thomas Percival, ambos cirujanos y miembros de la Royal Society. En 1795 comenzó sus estudios de medicina en Edimburgo, que finalizaría en 1807. Debido a su mala salud, abandonó la práctica médica por la investigación química, en la que se hizo famoso por sus experimentos sobre la cantidad de gases absorbidos por el agua a diferentes temperaturas y presiones (1803). Publicó un exitoso *Elementos de química experimental,* que tuvo más de once ediciones en treinta años. Se suicidó de un disparo en su capilla privada de Pendlebury, cerca de Mánchester, en 1836.

Ley de solubilidad de Henry

Podemos formular la famosa ley de solubilidad de Henry —en la que se refleja la influencia de la presión externa sobre la solubilidad de los gases, si estos no reaccionan con el disolvente en el que se encuentran— de la forma clásica estudiada en los libros de texto actuales:

$$S = k \cdot P,$$

donde S es la solubilidad, o concentración del gas, k es la constante de Henry, que depende solo de la temperatura y también de la naturaleza de gas y disolvente, y P es la presión parcial del gas. Resulta súmamente fácil encontrar un ejemplo cotidiano de esta ley en las bebidas gaseosas carbónicas. Antes de abrirse la lata, el gas por encima del líquido es prácticamente CO_2, y su presión es mayor que la atmosférica. Después de abierta la lata, las presiones se igualan, y parte del gas sale del líquido como burbujas. Si dejamos un buen rato abierto el refresco, su sabor ya no será el mismo, pues habrá perdido buena parte del gas y, de esta forma, su interés. Este mismo concepto fisicoquímico se emplea cuidadosamente en los procesos de descompresión de los buceadores. Estos respiran aire comprimido que se disuelve en la sangre. Al volver a la superficie, disminuye la presión parcial, y por tanto la solubilidad, de los distintos gases en el torrente sanguíneo, con el riesgo de formación de pequeñas burbujas en la sangre, que impiden su correcta circulación en venas y arterias y pueden ocasionar la muerte. De ahí que las subidas deban efectuarse lentamente.

& Phil de Mánchester. Ya no solo sobre la ceguera al color —un aspecto muy personal fuera del ámbito de la química—, sino sobre multitud de cuestiones, muchas de ellas relacionadas con los fenómenos atmosféricos, su primera pasión, pero otras ya íntimamente ligadas al entorno industrial de Mánchester, como trabajos de expansión de gases con el calor, la condensación mecánica del propio aire, la naturaleza en las mezclas de gases y, cómo no, la fuerza del vapor de agua. Así, por ejemplo, y en solo un mes —en octubre de 1801— será capaz de defender hasta cuatro trabajos relacionados con el estado gaseoso. A finales de 1802 publicó su primera memoria de índole puramente química, en la que se recogen las posibles combinaciones del oxígeno con el gas nitroso. Es su primera incursión en lo que luego se convertirá en la «ley de las proporciones múltiples».

> «Los elementos de oxígeno pueden combinarse en una proporción de uno o dos con gas nitroso, pero no con una cantidad intermedia.»
>
> — JOHN DALTON, LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (1802).

Esta conclusión, contenida en el trabajo «Sobre la proporción de varios gases o fluidos elásticos que constituyen la atmósfera, con una pregunta sobre la absorción mecánica y química de los gases por líquidos», está principalmente basada en su formación newtoniana. Para John Dalton, el aumento del volumen —expansión— de un gas al disminuir su presión era debido a que las partículas idénticas, o al menos homogéneas, que lo formaban se repelían entre sí con una fuerza inversamente proporcional a la distancia que las separaba. Un caso más de la prodigiosa ley de la gravitación universal formulada por Isaac Newton en 1687. Dalton intentó aplicar la teoría de Newton al aire hasta sus últimas consecuencias. Habiendo ya demostrado, en la línea abierta por Lavoisier años antes, que el aire no era un compuesto único sino una mezcla de ellos, comprobó experimentalmente la que sería inmediatamente conocida como «ley de las presiones parciales de los gases», y dedujo que las partículas de vapor de agua no repelen

a las de cualquier otro gas del aire simplemente porque son diferentes. Y de ahí se difunden libremente por la atmósfera. A pesar del error en la explicación teórica newtoniana, la demostración palpable del experimento hizo que John Dalton comenzara ya a cobrar justa fama como científico fuera de sus fronteras. A partir de este trabajo llamado «Sobre la tendencia de los fluidos elásticos a la difusión a través de otros» se creó una gran polémica en la comunidad científica. ¿Por qué en unos casos hay fuerzas de repulsión y en otros no? La respuesta no se deriva de la mecánica newtoniana —como comenzó postulando John Dalton—, sino en la existencia

LAS LEYES DE DALTON SOBRE LOS GASES

La ley de Dalton de las proporciones múltiples, formulada por John Dalton en 1802, es básica en las leyes llamadas ponderales o estequiométricas. Establece que «si dos elementos se unen en varias proporciones para formar compuestos diferentes, lo harán según relaciones numéricas simples (en peso)». Es decir, si un átomo del elemento A se une con uno y con dos átomos del elemento B, la relación en peso de ambos elementos A y B estará en proporción 1:2. El ejemplo clásico son los óxidos de cobre, donde asignamos A y B a oxígeno y cobre, respectivamente:

- CuO: 79,89 % (Cu), que equivale a 3,973 gramos de cobre por 1 gramo de oxígeno.
- Cu_2O: 88,82 % (Cu), que equivale a 7,945 gramos de cobre por 1 gramo de oxígeno.

Puede verse que 3,973/7,945 = 1:2 aproximadamente. Veamos otro ejemplo con los óxidos de nitrógeno. Para 1 gramo de nitrógeno:

Compuesto	Masa de nitrógeno	Masa de oxígeno
N_2O	1,00 gramos	0,571 gramos
NO	1,00 gramos	1,14 gramos
NO_2	1,00 gramos	2,28 gramos
NO_4	1,00 gramos	4,57 gramos

de «partículas últimas e indivisibles» dentro de los elementos que forman los gases. Empezaba a fraguarse el concepto de estructura atómica fundamental que inmortalizaría a Dalton.

Por esas fechas, su buen amigo William Henry ya había hecho públicos sus resultados acerca de la solubilidad de gases en líquidos, que ya hemos explicado. Si esto era así —que lo era, y Dalton había confirmado el experimento—, y la solubilidad era función de la presión —en otras palabras, de una fuerza—, quedaba meridianamente claro tanto para Henry como sobre todo para Dalton que había un efecto puramente mecánico en todo el proceso. John

Relación de compuestos	Relación de masas	Proporción	N.º menor
$NO_4 : NO_2$	4,57 : 2,28	2 : 1	2
$NO_4 : NO$	4,57 : 1,14	4 : 1	4
$NO_4 : N_2O$	4,57 : 0,571	8 : 1	8
$NO_2 : NO$	2,28 : 1,14	2 : 1	2
$NO_2 : N_2O$	2,28 : 0,571	4 : 1	4
$NO : N_2O$	1,14 : 0,571	2 : 1	2
$NO_4 : NO_2 : NO : N_2O$	4,57 : 2,28 : 1,14 : 0,571	8 : 4 : 2 : 1	2

Ley de Dalton de las presiones parciales

El enunciado de esta ley (1803) no puede ser más simple: «La presión total de una mezcla de gases no reaccionantes será la suma de las presiones individuales de cada uno de los gases componentes».

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + ... + P_n.$$

Un uso habitual de esta ley es el cálculo de la presión de un gas recogido por desplazamiento de agua. La presión total será la suma de la presión del gas problema y la del vapor de agua a la temperatura del experimento. Así, por ejemplo, si la presión de recolección de un gas problema es de 766,7 mm Hg, y la temperatura de 27 °C —lo que implica una presión de vapor del agua de 26,7 mm Hg según tablas experimentales conocidas—, la presión buscada del gas problema será de (766,7 - 26,7) = 740 mm Hg.

Dalton hizo suyos estos resultados y los anunció poco después, en el año 1802 —aunque serían publicados tres años más tarde—, con el título: «Sobre la absorción de gases por el agua y otros líquidos». En breves palabras, la solubilidad no se trata de un proceso químico, sino de acciones mecánicas entre partículas que dependen solo del tamaño de las mismas. De los átomos. Y de su masa. Nuevamente, Newton da soporte al pensamiento de John Dalton.

En este período mágico desde 1802 hasta 1805 se sucedieron publicaciones y conferencias, experimentos y comprobaciones. Para ser mínimamente estrictos con la cronología de los hechos —antes de que desmenucemos el concepto último de átomo en el próximo capítulo—, se ha de destacar que en los ensayos de 1802 Dalton todavía no utilizaba la palabra *átomo*, sino que hacía referencia a lo que él llamaba *partícula última*. Empleaba profusos diagramas para representar el contenido de la atmósfera, asignando diferentes símbolos a los distintos elementos conocidos que la forman: oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono y vapor de agua. En los ensayos de 1803 introdujo algunos cambios sutiles en su teoría: la repulsión entre las partículas últimas es producida por una atmósfera de calor que las rodea, idea propuesta en su día por el francés Lavoisier. Con esta idea en mente, Dalton investigará sobre la gravedad específica que ha de producir la repulsión entre partículas idénticas. A estas gravedades —o gravedades «específicas»— más tarde añadirá el concepto de «peso específico». Y así fue capaz, por primera vez —se afirma que estas históricas anotaciones fueron hechas en su cuaderno de laboratorio el mismo día de su cumpleaños, el 6 de septiembre de 1803—, de calcular una tabla inicial de masas atómicas de los elementos y las moléculas —conceptos en esas fechas aún entremezclados— por entonces conocidos.

La teoría atómica tomaba cuerpo. Solo quedaba postularla de forma simple e inequívoca.

CAPÍTULO 3

La teoría atómica. De la Grecia antigua a Mánchester

John Dalton fue capaz de demostrar con sus experimentos que unos postulados nacidos de la especulación filosófica de los antiguos griegos eran igualmente útiles para explicar la realidad cotidiana. Pocas veces una idea nacida de la filosofía toma cuerpo en la vida real, y lo hace, además, con una fuerza tal que terminará por constituir los fundamentos de gran parte de la ciencia moderna.

La lenta aparición de la teoría atómica de John Dalton es considerada por divulgadores e historiadores científicos como un pequeño pero intrincado puzle. En realidad, no se sabe muy bien cuándo y por qué Dalton tomó conciencia de la estructura atómica de la materia, puesto que estas «partículas últimas» no parecían ser sino un elaborado artificio para explicar el comportamiento de mezclas de líquidos y gases, solubilidades y presiones. Aunque, obviamente, había precedentes en la propia historia química —e, incluso, en la antigua filosofía griega, como anticipamos— que hacían de la existencia real de los átomos una idea más que sugerente. Que tal realidad física no pudiera comprobarse hasta los experimentos de Ernest Rutherford casi un siglo después, no quita que las conclusiones de Dalton fueran más allá de la mera explicación. La teoría atómica, tal y como fue concebida por John Dalton, era capaz de explicar casi todo lo que no se podía entender hasta antes de su aparición, así que tenía muchas opciones de resultar cierta, casi hasta sus últimos postulados.

Hay un largo recorrido —largo en estudios, pero corto en el tiempo— desde que Dalton comenzó sus trabajos sobre mezclas de gases (septiembre de 1801) y «pesos relativos» (septiembre de 1803), hasta que el científico inglés se decidió a plasmar sus ideas en *A new system of chemical philosophy (Un nuevo sistema de filosofía química)*, una extensa obra en dos volúmenes, el pri-

mero de los cuales estaba dividido en dos partes; la primera parte fue publicada en junio de 1808. La obra estaba repleta de detallados experimentos y resultados que se resumen en unas breves láminas y páginas al final. Como su admirado Isaac Newton con los *Principia mathematica* (1687), una sola publicación condensa todo su trabajo y constituye su gran legado a la posteridad.

«Mi nueva visión de las partículas últimas o elementos de los cuerpos y sus combinaciones producirá los cambios más importantes en el sistema químico, y reducirá todo a una ciencia de gran simplicidad.»

— **John Dalton (1807).**

Los estudiosos especulan que en ese período entre 1801 y 1808 John Dalton estuvo más preocupado por extender sus ideas en multitud de conferencias y promoverlas entre sus colegas, que por darles una entidad definitiva en forma de libro. Dalton seguía experimentando una y otra vez, corrigiendo valores y añadiendo pesos atómicos a nuevos elementos de forma casi compulsiva. La teoría, lejos de desmoronarse, adquiría mayor consistencia, aun con pequeñas fragilidades que no tardarían en ser resueltas.

FILÓSOFOS GRIEGOS

Pero volvamos la vista al pasado. Durante siglos, el hombre se venía preguntando cuál era la composición de la materia, qué sustancia o sustancias hacían posible la formación de todo aquello que lo rodeaba. Uno de los primeros en plantearse esta cuestión última fue el filósofo griego Demócrito de Abdera. La imagen idílica que tenemos de Demócrito es la del sabio que deja escapar entre sus dedos la fina arena de la playa. En realidad, Demócrito es considerado como uno de los más importantes filósofos presocráticos —aunque fuera coetáneo del gran Sócrates—, y se conserva una pequeña pero significativa parte de sus trabajos especialmente gracias a sus discípulos, entre los cuales el más

conocido fue Epicuro de Samos (341 a.C.-270 a.C.). A Demócrito —y a su maestro Leucipo, del que muy poco se sabe— debemos la primera teoría atómica del universo, y a ambos la fundación de la llamada *Escuela atomista*. Como toda teoría filosófica, el atomismo solo puede explicarse mediante razonamientos lógicos, pero no se apoya en experimento alguno. Pese a ello, por su peculiar concepción de la naturaleza y del hombre, algunos autores consideran al siempre extravagante Demócrito como el padre de la ciencia moderna, afirmación que sin duda no puede tildarse sino de exagerada. El principal motivo para ello es su influencia durante el moderno *iluminismo* —movimiento cultural e intelectual europeo denominado así por su intención de «disipar las tinieblas» de la humanidad con las luces de la razón—, pero también porque su negación de Dios y la consideración de la materia como algo «autocreado» lo convirtieron en el primer filósofo ateo y materialista (atomista). Para Demócrito, los cambios en la materia se deben a la física, y no a la magia ni a las divinidades. Afirmaba además que la percepción estaba basada en la razón, un proceso puramente físico y mecanicista, siendo el pensamiento un atributo de la materia reunida de forma suficientemente compleja. No había sitio para dioses en la materia en las ideas de Demócrito. En esencia, la teoría atomista establece estos postulados:

— Los átomos son eternos e inmutables.

— Los átomos son indivisibles («átomo», lo que no se corta).

— Los átomos son incompresibles.

— Los átomos son invisibles.

— Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño.

— Los átomos son homogéneos, tienen iguales cualidades.

— La materia adquiere propiedades según cómo se agrupen los átomos (orden y posición).

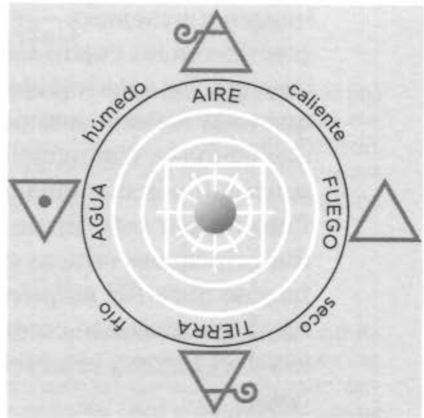
Resulta sorprendente la similitud entre los postulados de Demócrito y Epicuro con los que más tarde propondría John Dalton. El mismo Epicuro parece que incluye la distinción no solo en forma y tamaño, sino también en peso, con lo que el parecido es más que notable. Además, los átomos no se fusionan, existiendo un vacío entre ellos que permite diferenciarlos y formar cuerpos, separándose y juntándose según se produzcan choques entre ellos. Aunque Demócrito parece haber sido determinista —propugnando que existe una relación entre causa y efecto—, es su pupilo Epicuro el que introdujo en el atomismo el concepto de azar, de tal manera que así también pudo definirse el concepto de *libertad*. Pero toda la naturaleza será explicada, según Demócrito, tomando los átomos como partícula fundamental:

> La mente del hombre está formada por átomos esféricos, livianos y suaves. El cuerpo por átomos pesados. La vista y el oído no son sino interacciones entre los átomos de los efluvios que emanan de la cosa percibida con nuestros propios átomos.

Sin embargo, no podemos admitir la teoría atomista como una precursora de la teoría atómica, ya que la primera se realiza desde la lógica, desprecia la experiencia sensorial y también el propio empirismo, fundamentales en el racionalismo científico. Para Demócrito, solo existían dos estados: lo que «era», encarnado por los átomos indivisibles, y lo que «no era», el mismo vacío que permitía que esos átomos tuvieran forma, peso o interaccionaran. Todo este conjunto formaba la *physis*, la propia naturaleza.

En el devenir del pensamiento griego, varias décadas más tarde que Demócrito, se impuso el aristotelismo. La enorme figura de Aristóteles dominó durante casi dos mil años la física y el estudio de la naturaleza. En el aristotelismo las únicas cosas reales son aquellas que podemos ver, oler, tocar, saborear u oír. Perceptibles por nuestros sentidos. Todo en la naturaleza es combinación de los cuatro elementos básicos: aire, tierra, agua y fuego. Todo aquello que se mueve ha de ser movido. E inicialmente debe haber algo inmóvil que de por sí es un motor para todas las cosas

en el universo. Ese primer motor es Dios. Con estas premisas, no es extraño que los grandes filósofos cristianos —en especial santo Tomás de Aquino— adoptaran el pensamiento aristotélico para las explicaciones naturales desde el ámbito eclesiástico, y toda la ciencia girara en torno a esta corriente filosófica hasta la llegada del Renacimiento. La aparición entonces de los grandes astrónomos que propugnaban el cambio del modelo geocéntrico —Nicolás Copérnico, Galileo Galilei y Johannes Kepler— al heliocéntrico, basándose en el análisis de las observaciones celestes, supuso el comienzo del fin de esta larguísima corriente filosófica que amordazaba el pensamiento científico.



En la concepción aristotélica, toda la naturaleza estaba compuesta únicamente por los cuatro elementos fundamentales: el aire, el fuego, la tierra y el agua. Incluso algunos médicos, como Paracelso, propugnaban que la enfermedad provenía del desequilibrio de cuatro humores fundamentales, relacionados con las cuatro cualidades básicas de la materia: fría, caliente, seca y húmeda.

Los cuatro elementos aristotélicos eran la base de cualquier compuesto o materia, y la variación en su composición daba o alteraba sus propiedades (veáse la figura). Durante la Edad Media fueron innumerables aquellos que pretendían hallar la combinación perfecta de los mismos para transmutar una sustancia en otra. Era la búsqueda de la piedra filosofal, una sustancia tal que pudiera transformar vulgares metales, como el hierro o el plomo, en oro. La historia de la alquimia es tan larga como banal, y queda obviamente fuera de los propósitos de esta obra salvo como recopilación de anécdotas. Pero durante siglos, reyes, nobles y plebeyos no cejaron en su empeño de poder obtener esta sustancia imposible.

ROBERT BOYLE Y LOS QUÍMICOS MODERNOS

Esta situación, como decimos, se corrigió en el siglo XVII. Ya no solo los grandes astrónomos habían desbancado a la Tierra del

centro del universo —y, por tanto, a Dios y al hombre, hecho a su imagen y semejanza—, sino que también en química se rompió la creencia en los cuatro elementos únicos y fundamentales. En este caso gracias a los trabajos del irlandés Robert Boyle, que propuso que toda materia está compuesta de diminutas partículas —los elementos—, distinguiendo entre mezclas y compuestos, siendo estos últimos combinaciones de dos o más elementos básicos. Pero no por esto Boyle dejó de ser un alquimista convencido. Sus principales críticas contra otros alquimistas se recogen en su famoso libro *The skeptical chemist* (*El químico escéptico*, 1661), en el que arremete contra quienes afirmaban rotundamente que la sal, el azufre y el mercurio son los verdaderos principios de las cosas.

Sin embargo, Robert Boyle representa un paso fundamental en el pensamiento científico y a él se le otorga merecidamente el apelativo de *primer químico*. Su comprensión de la materia no se detuvo en los elementos. Supuso que estos mismos aún podían subdividirse en partículas mínimas, todas idénticas entre sí.

Aunque de la importancia de Robert Boyle en los trabajos de John Dalton seguiremos hablando en el siguiente capítulo, todavía nos queda citar de nuevo a dos científicos antes de dar paso a la teoría atómica daltoniana. En primer lugar, el francés Lavoisier, que, además de aislar el oxígeno y el hidrógeno del agua, amén de otros numerosos elementos, aclaró con precisión el concepto de este, siendo un elemento «la sustancia más simple que no se puede dividir mediante ningún método de análisis conocido». De igual importancia es su «ley de la conservación de la materia», ya citada anteriormente: «En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos» (1774).

Esto significa que, en cualquier reacción química, no hay ganancia o pérdida de materia. Podemos quemar un tronco de madera en una chimenea hasta reducirlo a cenizas, pero el proceso de combustión producirá gases y humo. Aunque la madera haya desaparecido, sus componentes —elementos— permanecen allí, aunque asociados de formas distintas. La materia ni se crea ni se destruye, solo se transforma. Con Lavoisier, poco o nada quedan

LA LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

La ley de conservación de la materia es una ley fundamental, incluso más allá del ámbito puramente químico (con la sola excepción de las reacciones nucleares y la equivalencia entre masa y energía formulada por Albert Einstein, $E=mc^2$). Coloquialmente se conoce con el enunciado: «La materia ni se crea ni se destruye, solo se transforma». Una reacción química típica, la combustión del metano, puede formularse como:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + \text{calor}.$$

En la reacción aparecen los mismos átomos a derecha e izquierda: uno de carbono, cuatro de oxígeno y cuatro de hidrógeno, reordenados en diferentes compuestos. Por lo tanto, la suma de masas será la misma. Simplificando, podemos decir que solo ha tenido lugar la ruptura de unos enlaces moleculares para formar otros en nuevos compuestos en un proceso exotérmico de generación de energía o calor. La ley de conservación de la materia fue formulada de forma independiente por el francés Antoine de Lavoisier en 1785 y el ruso Mijaíl Lomonósov (1711-1765) en 1745. Ninguno de los dos utilizaba todavía el concepto de átomo, que sería introducido por John Dalton. El propio Dalton adoptaría esta ley como uno de sus postulados fundamentales dentro de su famosa teoría atómica.

de los cuatro elementos aristotélicos: el agua se ha descompuesto en hidrógeno y oxígeno; el aire es una mezcla de gases; la tierra contiene un sinfín de elementos diferentes y, por último, el fuego no es sino una consecuencia de la combustión.

El segundo personaje de nuestro interés es el también francés Joseph Louis Proust (1754-1826). Proust formularía la conocida como «ley de las proporciones definidas»: «Un compuesto contiene siempre los mismos elementos en las mismas proporciones» (1779). Estas dos leyes, la de conservación de la masa y la de las proporciones definidas, junto con la ley de las proporciones múltiples de Dalton, constituyen el núcleo fundamental del concepto de «compuesto químico», y son la base experimental de la teoría atómica de Dalton.

Algún autor afirma que Dalton había intuido la teoría atómica ya en 1802. La ley de proporciones múltiples, que apenas era pro-

bada por los datos experimentales, muy inexactos, aportados por el propio Dalton, fue realmente una deducción a partir de su teoría atómica, que aún no se había publicado. La ley fue probada experimentalmente años más tarde.

LA TEORÍA ATÓMICA

El concepto de *elemento* aparecía ya bien definido gracias a Lavoisier, que identificó numerosos de ellos (más de treinta). Dalton era capaz de explicar que eran diferentes porque los átomos que los componían eran también diferentes. Hay tantos átomos distintos como elementos distintos. Y cada uno tiene un peso atómico característico. Y las combinaciones entre ellos para formar «compuestos» —el concepto de molécula se retrasaría todavía unos años— están bien determinadas gracias a las leyes ponderales —relativas a las masas— enunciadas por los propios Lavoisier, Proust y Dalton.

El siguiente paso sería construir una tabla con los pesos atómicos relativos a uno de ellos. Dalton tomó como referencia el más ligero, el hidrógeno, y le asignó el valor de uno. A continuación asignó también pesos a otros elementos y compuestos de acuerdo a su relación con el hidrógeno. Así, por ejemplo, el agua está compuesta de hidrógeno y oxígeno. Cuando se descompone, el oxígeno parecía pesar unas ocho veces más que el hidrógeno, aunque Dalton le asignó el peso atómico de siete en sus primeras tablas. Los pesos de los elementos no son múltiplos enteros del átomo de hidrógeno, y Dalton incurrió en pequeños errores; pero recordemos además que, como se ha dicho anteriormente, el peso atómico real del oxígeno es 16, ya que su molécula es diatómica. Habría que esperar a Gay-Lussac (1778-1850) para corregir este error. Para el resto de compuestos que iba analizando usó procedimientos similares.

Las primeras conclusiones, como reflejamos en el capítulo precedente, serían anotadas por John Dalton en su cuaderno el 6 de septiembre de 1803. En esta misma entrada figuran símbolos

atómicos —elegidos discrecionalmente por el propio Dalton— y sus pesos atómicos relativos calculados para unos 20 elementos o compuestos.

Los resultados serían presentados en la Lit & Phil pocas semanas más tarde, en octubre de ese año de 1803. En esa conferencia John Dalton mostró a la audiencia la lista de pesos atómicos de 21 elementos y compuestos diferentes. A partir de ahí dio comienzo el largo proceso antes mencionado de conferencias y nuevos experimentos y cálculos, que culminaría en 1808 con la publicación de *A New System of Chemical Philosophy* (*Un nuevo sistema de filosofía química*), cuya primera parte del primer volumen fue publicada en 1808 y la segunda en 1810. El segundo volumen vería la luz en 1827, y un tercero prometido por Dalton nunca sería escrito.

Momento es ya de resumir la teoría atómica de Dalton en sus principales postulados y conclusiones:

1. La materia está formada por átomos, que están unidos por fuerzas de atracción. Dalton sigue confiando en la mecánica newtoniana como explicación válida.

2. Los átomos son indivisibles. Dalton hace suyo el primer concepto atomista, que se mantendrá como válido hasta la llegada de la propia física nuclear, cuando electrones, protones y neutrones sean descubiertos. Pero es un postulado completamente válido dentro de la química convencional.

3. Los átomos ni se crean ni se destruyen. En este caso, Dalton integra en sus postulados la ley de conservación de la masa de Lavoisier. El resultado de una reacción química no es otra cosa que los átomos de los elementos iniciales que se han reorganizado en compuestos distintos a los de partida.

4. Todos los átomos de un elemento son idénticos en forma, tamaño y masa. Para Dalton un elemento tiene el mismo

significado que para Lavoisier, una sustancia que no se puede descomponer de forma analítica alguna.

5. Átomos de elementos diferentes tienen distinta masa. Es el peso atómico el que distingue a un átomo de otro, a un elemento de otro.

6. Los átomos de los elementos se pueden agrupar para formar «moléculas», pero siempre en número fijo. John Dalton, como los químicos de su época, confunde en ocasiones los términos átomo y molécula, puesto que no tiene claro el tipo de asociación. Por ejemplo, actualmente se sabe que los gases diatómicos forman moléculas de dos átomos. Otras veces Dalton utiliza la expresión *partícula compuesta* o *átomo binario* o *ternario*. Las moléculas serían las partículas más simples que formarán un determinado compuesto químico. En este postulado John Dalton hace suyo el principio o ley de las proporciones definidas de Proust.

7. La masa de la molécula es la suma de las masas de los átomos que la constituyen. Es un principio de partida fundamental para la teoría atómica de John Dalton.

8. Las cantidades de un mismo elemento, combinado con una cantidad fija de otro para formar un compuesto, siguen una relación de números enteros sencillos. En este caso, Dalton integra su conocida ley de las proporciones múltiples.

9. La masa de un elemento es la misma en todos sus compuestos. Establecida la masa atómica particular como inalterable, este postulado es inmediato. Pero además permite hacer deducciones indirectas. Dados dos elementos combinados, A y B, de su combinación con un tercero C pueden deducirse sus composiciones. Esta afirmación integra otra ley ponderal conocida en su tiempo, la llamada *ley de*

las proporciones recíprocas o de los pesos de combinación, de Richter (1792).

10. Los átomos se combinan según la mayor simplicidad posible. Compuestos binarios antes que ternarios, ternarios antes que cuaternarios, etcétera. Es el también llamado *principio de máxima simplicidad* de Dalton que no siempre se cumple. Es uno de los pocos errores incluidos en los postulados de la teoría.

11. Volúmenes iguales de gases a la misma presión y temperatura no pueden contener el mismo número de átomos o moléculas. El último postulado que recogemos aquí se mostró claramente erróneo, puesto que tanto Gay-Lussac como Amadeo Avogadro demostraron la validez de esta ley volumétrica empírica respecto a las ponderales. Dalton nunca llegaría a aceptar los hallazgos de Gay-Lussac, en concreto su ley de los volúmenes de combinación, publicada en 1808. Pero todo esto lo aclararemos más adelante, en el capítulo siguiente.

Como decíamos al comienzo del capítulo, existe un período de tiempo largo entre las conclusiones obtenidas en los experimentos llevados a cabo por John Dalton y la publicación de su obra magna en 1808. Durante ese tiempo, Dalton dio conferencias y cursos, y recabó apoyos entre otros científicos de su época. También, cómo no, rivales. De entre sus cursos destacan los impartidos en Escocia, por dos veces en Edimburgo —cuya universidad añoraba, y a la que su buen amigo William Henry le había abierto las puertas—, y por otra en Glasgow. Las materias que impartía se centraban en los asuntos de su interés: «Los fluidos elásticos explicados como partículas indivisibles de materia o átomos, rodeados con atmósfera de calor» o «Razones para creer que en la unión química de principios elementales encontraremos generalmente —si no siempre—, un átomo de cada elemento». De acuerdo con este postulado, Dalton nos muestra algunos ejemplos:

— Agua: 1 átomo de oxígeno con 1 de hidrógeno.

— Amoniaco: 1 átomo de nitrógeno con 1 de hidrógeno.

— Gas nitroso: 1 átomo de nitrógeno con 1 de oxígeno.

— Ácido nítrico: 1 átomo de nitrógeno con 2 de oxígeno.

— Óxido carbónico: 1 átomo de carbono con 1 de oxígeno.

— Ácido carbónico: 1 átomo de carbono con 2 de oxígeno.

— Gas «olefiante» etileno: 1 átomo de carbono y 1 de hidrógeno.

— Hidrógeno «carbonado» (metano): 1 átomo de carbono con de 2 hidrógeno...

SIR HUMPHRY DAVY

Davy (1778-1829) procedía de una notable familia británica venida a menos. Ya en su infancia mostró una precocidad inusual, con una prodigiosa memoria. De los miles de anécdotas sobre Davy, la primera de ellas es la fascinación que producía entre los niños de su edad, narrándoles historias de viajes que leía en sus libros. Ese embelesamiento que inducía en sus audiencias le acompañaría durante toda su vida. Fue un consumado poeta y escritor en su juventud, facetas que dejaría de lado para dedicarse a la ciencia. Su interés por la electroquímica —la corrosión galvánica— y por la neumática empezó pronto. En 1798 Davy ingresó en la «Institución neumática», que perseguía los posibles beneficios para la salud de los gases y aires. Entre sus miembros destaca James Watt, el inventor de la máquina de vapor. Y entre sus logros, los usos terapéuticos del óxido nitroso —hoy conocido como gas hilarante, o de la risa—, del que Davy se convertiría en adicto. A pesar de su efecto como anestésico, sería principalmente usado como remedio para las resacas.

La Royal Institution

En 1799 el conde de Rumford fundó la Royal Institution, donde Thomas Garnett primero y Davy más tarde impartirían clases de química. Usando una pila

RECEPCIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICA

En marzo de 1807 John Dalton consideró que sus ideas habían encontrado ya un respaldo suficiente. A esto contribuyeron principalmente las publicaciones halagadoras de su trabajo por parte de dos de los más prestigiosos químicos de aquel entonces: Thomas Thomson (1773-1852), un erudito que recopilaría en 1802 la química de su época en su famoso *System of Chemistry (Sistema de química)*, y el acaudalado William H. Wollaston (1776-1828), que había conseguido su fortuna tras encontrar un método para aislar el platino, descubierto en Ecuador por el español Antonio de Ulloa en 1735; en estos intentos, de paso descubrió el paladio (en 1803) y el rodio (en 1804). Wollaston centraría sus trabajos en la electroquímica, perfeccionando la pila del italiano Alessandro Volta (1745-1827). Desafortunadamente, mantuvo una agria disputa con Michael Faraday (1791-1867), a la sazón descubridor

voltaica, Davy consiguió aislar y descubrir varios metales, como el sodio y el potasio. También el calcio, el magnesio, el boro y el bario. Y no solo elementos, sino muchos otros compuestos. Davy frecuentó la vida pública, impartiendo docenas de conferencias, y viajó por toda Europa (Italia, Alemania, Francia y Grecia). La invención de la lámpara de seguridad para los mineros le hizo todavía más popular. Fue nombrado baronet —entre barón y caballero, dignidad esta última solo concedida a sir Francis Bacon y sir Isaac Newton—. De carácter irascible e impredecible, acusó en sus últimos años a su genial discípulo Michael Faraday de haber copiado sus descubrimientos en el campo del electromagnetismo. Tampoco John Dalton escapó de sus críticas, a pesar de su mutua amistad. Murió en Suiza con apenas cincuenta años, tras una agitada y azarosa vida.



de la inducción electromagnética y, sobre todo, pupilo del más que famoso sir Humphry Davy.

El papel jugado por Davy en el éxito de la difusión de la teoría atómica de Dalton resulta controvertido para algunos autores. Dado que era en su época hombre de gran predicamento, no cabe duda de que un rechazo por su parte habría provocado una catástrofe en las intenciones del bienintencionado cuáquero Dalton. El atento lector recordará la gran influencia que tuvieron sobre John Dalton las clases de química impartidas en Mánchester por Thomas Garnett, profesor de Filosofía Natural en la Royal Institution, recién establecida en Londres bajo el mecenazgo de Benjamin Thompson, a quien Davy sucedió como director. Imbuido del espíritu de esta institución filantrópica, Davy popularizó las conferencias científicas, primero entre los más acaudalados, y luego entre los propios trabajadores. John Dalton, desde que tuvo oportunidad de conocerlo, no escatimó elogios hacia él: «Es un joven extremadamente inteligente y agradable».

Según esta misma correspondencia, sir Humphry Davy le habría ayudado a preparar la decisiva conferencia en la Lit & Phil de 1803 en Mánchester, en la que se mostraron los principales resultados de la teoría atómica. La relación entre ambos científicos se prolongó durante toda su vida y, no en vano, John Dalton dedicaría su obra —la segunda parte, y junto a su inseparable William Henry— al excéntrico Davy.

Entre sus detractores, el principal fue Claude Louis Berthollet (1748-1822), para el que las representaciones de Dalton y sus teorías acerca de las mezclas de gases no eran otra cosa que un «juego de la imaginación». El científico francés, como veremos en el capítulo siguiente, elaboró la teoría de las afinidades químicas —dentro del concepto newtoniano— y fue el mentor y maestro de Louis-Joseph Gay-Lussac. En el haber de ambos científicos hay que anotar que fueron capaces de revelar el principal de los pocos puntos débiles de la teoría atómica. Por tanto, referirnos a ellos como adversarios no sería del todo justo, y más cuando el propio John Dalton tendría ocasión de visitar Francia, departir con sus principales científicos —entre los que no faltaron ni Berthollet ni Gay-Lussac—, y ser agasajado con todos los honores.



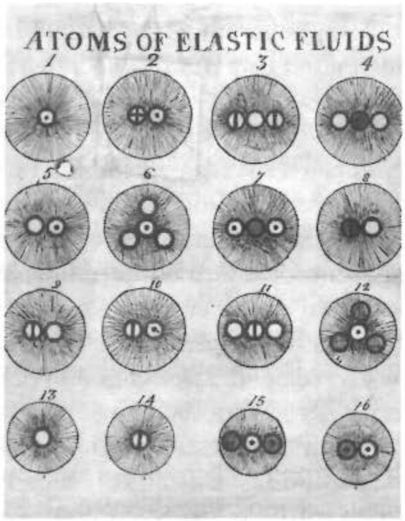




FOTO SUPERIOR IZQUIERDA:
Cuarta lámina que acompañaba la primera parte del volumen I de la magna obra de Dalton, *Un nuevo sistema de filosofía química,* en la que expone los pesos atómicos y los símbolos (arbitrarios) de los elementos identificados por él.

FOTO SUPERIOR DERECHA:
Lámina séptima de la segunda parte del volumen I de la misma obra. En ella representa vistas de perfiles de la composición de los denominados *fluidos elásticos.*

FOTO INFERIOR:
Estatua en bronce de Dalton en la calle Chester de Mánchester.

La obra *Un nuevo sistema de filosofía química* se publicó en dos volúmenes, el primero de ellos dividido en dos partes. La primera parte del primer volumen vio la luz en 1808. John Dalton dedicó el texto a los profesores y residentes de las universidades escocesas de Edimburgo y Glasgow, que tanta atención le dedicaron a sus cursos y tantos ánimos le insuflaron para seguir adelante. Igualmente, la dedicatoria iba dirigida a los miembros de la Lit & Phil de Mánchester, por el apoyo en sus investigaciones.

Esta primera parte se divide en tres capítulos. El primero está dedicado genéricamente al calor; el segundo, a la constitución de los cuerpos, y el tercero, a la síntesis química. Solo cuatro láminas acompañan el texto al final de esta primera parte. La más famosa, sin duda, es la cuarta, en la que John Dalton dibuja los símbolos —de forma arbitraria— de los elementos inequívocamente identificados por él. En primer lugar, los 20 elementos simples. Entre ellos solo hay un error, el óxido de calcio (cal o cal viva, en inglés *lime*), hoy formulado como CaO, que ocupa el lugar número 8 y al que le asigna un peso atómico de 24:

Núm.	Elemento	Peso	Núm.	Elemento	Peso
1	Hidrógeno	1	11	Estroncio	46
2	Nitrógeno	5	12	Bario	68
3	Carbono	5,4	13	Hierro	38
4	Oxígeno	7	14	Cinc	56
5	Fósforo	9	15	Cobre	56
6	Azufre	13	16	Plomo	95
7	Magnesio	20	17	Plata	100
8	Cal	24	18	Platino	100
9	Sodio	28	19	Oro	140
10	Potasio	42	20	Mercurio	167

Además, en la misma lámina, Dalton identificó cinco compuestos binarios (del 21 al 25): agua, amoniaco, gas nitroso, etileno y óxido carbónico; cuatro componentes ternarios (del 26 al 29): óxido nitroso, ácido nítrico, ácido carbónico e hidrógeno car-

burado (metano); otros cuatro cuaternarios (del 30 al 33): ácido «oxinítrico», ácido sulfúrico, hidrógeno sulfurado y alcohol; uno quinario (ácido nitroso), otro senario (ácido acético) y dos más septenarios (nitrato de amonio y azúcar).

La segunda parte de este primer volumen apareció en noviembre de 1810. En este caso, como ya hemos dicho, el libro estaba dedicado explícitamente a sus grandes colaboradores, sir Humphry Davy (profesor de Química de la Royal Institution) y William Henry (en aquel momento vicepresidente de la Lit & Phil de Mánchester). Añadió dos nuevos capítulos a los ya escritos: el cuarto, dedicado a los principios elementales, y el quinto, dedicado a los compuestos de dos elementos, aplicando su principio de máxima simplicidad. De nuevo, escasas láminas entre el sinfín de explicaciones experimentales. La quinta exhibe los mismos símbolos que en la precedente, únicamente que corregida y aumentada. La extensión de sus experimentos le llevó hasta 36 elementos y 24 compuestos en total. Entre los primeros, aparecen por vez primera el níquel, el estaño, el bismuto, el antimonio, el arsénico, el cobalto, el manganeso, el uranio, el tungsteno, el titanio, el cerio, la alúmina (¿aluminio?), el sílex (¿silicio?), el ytrio, el berilio y el circonio. En la sexta lámina, entendiendo esta como una continuación de la anterior, aparecen los símbolos de elementos compuestos, hasta un total de 27 identificados. La lámina séptima representa vistas de perfiles de la disposición de partículas constituyentes de los fluidos elásticos, así como la representación de partículas de nitrógeno e hidrógeno con sus «atmósferas elásticas». Finalmente destaca también la octava lámina, en la que se representan los átomos de 16 fluidos elásticos diferentes.

En 1827 John Dalton publicaría en el segundo volumen de la obra los experimentos y procedimientos utilizados para calcular las masas atómicas de los metales. A pesar de su aparente complejidad, resulta sorprendente comprobar hoy en día el grado de exactitud en los resultados obtenidos.

CAPÍTULO 4

El nacimiento de la química moderna

No resultó fácil abandonar la alquimia. La ambición humana nunca ha conocido límites, y la legendaria idea de la transmutación de la materia era demasiado atractiva. Ni el gran Isaac Newton se resistió a intentarlo. Poco a poco, desde Robert Boyle a Antoine de Lavoisier, la naturaleza fue ordenada elemento a elemento, experimento tras experimento, mientras las leyes de su comportamiento se iban desvelando. Hasta el límite de lo más pequeño, ámbito en el que John Dalton se ocupó de pesar y combinar los átomos.

Escribe Bill Bryson, no sin cierta ironía, que si hubiese que decir cuándo la química se convirtió en una ciencia seria y respetable, su inicio estaría marcado por la obra *El químico escéptico*, escrita y publicada por Robert Boyle en 1661. Hasta entonces todo era un ir y venir en la búsqueda de una quimera. Hubo incluso quien afirmaba que, mezclando los elementos apropiados en su justa medida, podría hacerse invisible. Y ya mediaba el siglo XVII. En concreto, se trataba del famoso médico, alquimista, erudito y aventurero alemán Johann Becher (1635-1682). Además del disparate anterior, es uno de los padres de la ya mencionada teoría del flogisto. Suponía que cuando una sustancia arde, otra sustancia —llamada *terra pinguis*— se libera. Otro físico alemán, Georg Stahl (1659-1734) compartiría esta teoría según la cual la antedicha hipotética sustancia representa la inflamabilidad, y la combustión representa la pérdida de dicha sustancia.

Ya hemos contado que la teoría del flogisto —y tantas otras falsas creencias— serían refutadas principalmente por Lavoisier y también por el ruso Mijaíl Lomonósov. Pero la alquimia era demasiado atractiva como para ser abandonada alegremente. Los sempiternos elementos aristotélicos eran todavía en aquella época la base de los laboratorios. El mencionado Becher, antes de hacerse definitivamente invisible de forma irreversible en 1682, habría propuesto una particular explicación a la teoría clásica. Para él, tierra

y agua eran los elementos fundamentales, mientras que fuego y aire simples agentes durante las transformaciones. Propuso analizar los primeros y clasificarlos según sus propiedades, lo que no era mala idea. Distinguió hasta tres tipos de tierras, de las cuales la más interesante era la «tierra inflamable». Becher se refería al azufre. Por su parte su compatriota Stahl afirmaba que los metales estaban formados por una cal y el propio flogisto, de tal forma que durante la combustión de cualquier materia este se separa en forma de llamas, dejando un residuo de sal. Esta sal se identificaría con la herrumbre al calcinar metales o simplemente cenizas en los otros casos. Inversamente, añadiendo herrumbre al carbón —muy rico en flogisto— se obtendría un metal.

«Nada es tan peligroso para la mente humana que suponer que nuestras ideas científicas son finales, que no existen misterios en la naturaleza, y que no existen nuevos mundos por conquistar.»

— Sir Humphry Davy.

La naturaleza de los procesos de combustión ya ha sido introducida previamente en esta obra al hablar de los predecesores británicos de John Dalton. Ya hemos mencionado tanto a Joseph Black, como también principalmente a Joseph Priestley, codescubridor del oxígeno —en la denominación de Lavoisier— y partidario de la teoría del flogisto. Dalton estudiaría los libros de ambos.

LA REAPARICIÓN DEL ATOMISMO

Volviendo a los orígenes de la química y al atomismo —lo que más nos interesa—, destaca la figura del médico alemán Daniel Sennert (1572-1637), tal vez el primer atomista del Renacimiento y que habría recuperado para la alquimia algunas de las ideas de Demócrito y Epicuro sin apartarse de la ortodoxia aristotélica. La principal idea de Sennert es que los cuatro elementos fundamentales están compuestos por átomos distintos, por lo que, en

consecuencia, hay cuatro clases de átomos. Cuando se combinan y reordenan dan lugar a una sustancia, pero mantienen su esencia fundamental. Las ideas de Sennert son consideradas como un puente entre Geber —un alquimista europeo anónimo del siglo XIII (tal vez Paul de Taranto) que suponía que todos los metales son una mezcla compuesta de azufre y corpúsculos de mercurio— y el propio Robert Boyle que, como los grandes filósofos René Descartes y John Locke, era partidario de la teoría corpuscular. Esta teoría es similar al atomismo, con la pequeña excepción de que los átomos o corpúsculos sí son divisibles. Así, el mercurio, que todos consideraban como el elemento alquímico básico, podría penetrar en los metales modificando su estructura interna y, llegado el caso, transmutarlos en oro. Todo era cuestión de insistir y no desfallecer en el intento.

Tal vez quien mejor hizo resurgir el concepto atomista de Demócrito y Epicuro en el siglo XVII fue el francés Pierre Gassendi (1592-1655), quien creía que el vacío existía —no en vano su existencia había sido demostrada por su coetáneo Torricelli mediante el sencillo experimento de llenar un tubo de mercurio para posteriormente darle la vuelta colocándolo invertido sobre una cubeta que también contenía mercurio; al no haber podido entrar aire, el espacio libre en el tubo tenía que estar vacío—, y que por lo tanto la teoría aristotélica de que «la naturaleza tiene horror al vacío» no era perfecta. Además, sus objeciones al aristotelismo se extendían también al campo escolástico, pues pensaba que los famosos silogismos no servían para nada. El principal problema de Gassendi era la Inquisición, que ya había metido en graves problemas al gran astrónomo Galileo Galilei por sus posturas contrarias a la doctrina oficial aristotélica. El mismo Gassendi introduciría mejoras en el diseño del telescopio, pues era también un excelente astrónomo y matemático, además de... sacerdote católico. Si el vacío existía, y también los átomos —como propone Epicuro—, el concepto atomista de la naturaleza toma cuerpo. Para evitar conflictos religiosos y de conciencia, Gassendi asumió que Dios había creado todo el universo —recordemos que Demócrito lo negaba— y que, por tanto, era la causa del primer motor —concepto aristotélico— que ponía en movimiento a los átomos. Ade-

más, el calor era producido por átomos redondos, mientras que el frío lo era por otros puntiagudos, asociando sensaciones. Para formar sólidos los átomos se unían, y lo hacían por medio de «ganchos». A esas asociaciones de átomos las denominaba, por primera vez, *moleculae*, y con ellas explicaba las propias reacciones químicas.

Poco a poco se iba debilitando el concepto aristotélico también en la incipiente química, como ya había sido desmoronado por la astronomía. Especialmente, cuando ya podían fabricarse instrumentos que producían el vacío, y también con la invención del microscopio (entre 1590-1610), que mostraba la discontinuidad de la materia. Pero antes de llegar al tantas veces mencionado Robert Boyle, tenemos que reseñar el trabajo del también británico Walter Charleton (1619-1707), del que se dice que fue el introductor en las islas de la obra atomista de Demócrito y Epicuro a través de los trabajos de Pierre Gassendi. Además de su tarea principal, que no era otra que la de médico de Carlos I de Inglaterra, Charleton publicó en 1659 la obra *Physiologia Epicuro-gassendo-Charltoniana or a Fabrick of Science Natural upon the Hypothesis of Atoms (Fisiología epicuro-gassendo-charltoniana o una fábrica de ciencia natural basada en la hipótesis de los átomos)*, que contiene una descripción de la materia según la teoría atómica griega y no formada por un continuo físico divisible hasta el infinito, como propugnaba por ejemplo René Descartes. Descartes es un genio universal, pero no pudo llegar a comprenderlo todo.

UNA CIENCIA INDEPENDIENTE

La química como ciencia autónoma que investiga la composición de las sustancias —y no como arte auxiliar para ayuda de físicos o alquimistas— fue tratada como tal por vez primera por Robert Boyle. El trabajo de Boyle a lo largo de su vida, y a pesar de su delicada salud, fue ingente. Sobre todo, destaca en su pensamiento la introducción de un riguroso método experimental. Si, como él afir-

ROBERT BOYLE



Robert Boyle (1627-1691) nació en Irlanda. Era el séptimo hijo de los catorce que tuvo su padre con sus dos mujeres. Aun siendo noble, era costumbre que con familias tan numerosas los hermanos se criaran en otros hogares. Así, el joven Boyle hablaba y se consideraba tanto irlandés como inglés. Viajó por Europa con sus tutores, especialmente por Francia e Italia. Allí aprendería de Galileo, que todavía vivía. De vuelta a Inglaterra, estudió en Oxford, donde comenzó a investigar sobre los gases y el aire, y llegó a construir, junto a Robert Hooke (1635-1703), una «máquina neumática». En 1645 fundó la Royal Society de Londres «para el avance de la ciencia natural», aunque no tomaría este nombre hasta 1662. Antes se limitaba a una reunión de científicos en Londres que el propio Boyle llamaba el «Colegio Invisible». Entre la lista de posibles inventos de Boyle figuraban algunos como: el elixir de la vida, el arte de volar, la luz perpetua o el barco que navega con todos los vientos. Muchos de ellos se hicieron realidad con los años. Aun siendo hombre de ciencia, nunca abandonó la creencia alquímica y creyó en la transmutación de los metales. También destacó por sus estudios teológicos. Conforme su salud se fue debilitando —llegó a quedarse paralítico—, se volvió más hermético y misterioso.

La ley de Boyle

En 1662 publicó su famosa ley de Boyle, en la que establece que a una temperatura constante, la presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales: $PV=\text{cte}$. La ley se conoce en los textos normalmente como ley de Boyle-Mariotte, puesto que el francés Edme Mariotte (1620-1684) parece haberla postulado en la misma época de forma independiente. En 1898 Ludwig Boltzmann formularía su «teoría cinético-molecular», generalizando a la ecuación $PV=nRT$, donde n es el número de moles y R el producto de las constantes de Avogadro y Boltzmann, siendo T la temperatura del sistema.

maba, podía hacerse valer de los experimentos, estos le llevarían a sus propios juicios y conclusiones, pudiendo por tanto mantenerse libre de prejuicios. Así, elude seguir uno cualquiera de los dos sis-

temas, el atómico discontinuo o el continuo cartesiano, cuando de investigar la composición de la materia se trataba.

Las demostraciones experimentales llevarían a Robert Boyle a dos conclusiones fundamentales. La primera era que los cuatro elementos aristotélicos no eran tales elementos o principios. Y la segunda, que aquellos que seguían los principios alquímicos establecidos —principalmente por la influyente figura de Paracelso, alquimista y médico suizo muy controvertido en su época por despreciar la medicina clásica o galénica, sustituyéndola por otra basada en la alquimia, los metales y la astronomía—, y consideraban el mercurio, el azufre y la sal como los únicos elementos fundamentales de todo compuesto, estaban equivocados. A estos atacaría con dureza en su reconocidísima obra *El químico escéptico* (1661).

«Es la importancia, y no el número de experimentos, lo que debe valorarse.»

— Isaac Newton.

Además de la famosa ley de Boyle, su principal contribución científica tiene que ver con la consideración de los elementos como constituyentes de la materia, pero lejos del abandonado concepto aristotélico. Boyle planteaba la necesidad de la existencia de más de cuatro. Distinguió además claramente mezclas de compuestos, concibiendo nuevas técnicas experimentales para deducir los componentes de estos últimos. Fue el comienzo del «análisis» químico. En última instancia, suponía que estos elementos estarían a su vez compuestos de corpúsculos pequeños, sólidos e indivisibles, que actuaban de forma única en las reacciones químicas. Pero no hablaba de forma precisa de átomos, sino que distinguía entre «corpúsculos invisibles» infinitamente pequeños, cuyas asociaciones formarían otros «corpúsculos de segundo orden», mayores y ya visibles, y que serían los auténticos componentes de los elementos. Estos segundos corpúsculos podrían asemejarse a las *moleculae* propuestas años atrás por Gassendi. Ambos científicos, sin embargo, discrepaban en la naturaleza del movimiento corpuscular.

Para Gassendi era algo intrínseco a su naturaleza —divino—, mientras que para Boyle tenía causas externas.

Llegados a este punto es necesario mencionar brevemente al gran Isaac Newton (1642-1727). El padre de la gravitación universal se interesó también por el atomismo, y en su obra *De natura acidorum* (*Sobre la naturaleza de los ácidos*; 1710) clasificó por su complejidad los corpúsculos y, lo que es más importante para los científicos venideros, consideró que esas partículas últimas se atraían entre sí de forma recíproca, como establece su ley universal. Al introducir las fuerzas gravitacionales, todo el complejo entramado de poros, puntas y ganchos imaginado entre otros por Pierre Gassendi, quedó del todo obsoleto.

Contemporáneo de Isaac Newton es el médico neerlandés Herman Boerhaave, al que ya mencionamos como autor de cabecera de John Dalton. Aunque prácticamente no descubrió nada, fue un gran divulgador científico. Su opinión acerca de los átomos era suponer que tenían tendencia a situarse unos junto a los otros, adhiriéndose. El calor del espacio impedía su unión y los mantenía en constante agitación. Mijaíl Lomonósov, al que siempre se cita junto a Lavoisier como coautor de la ley de conservación de la masa, concebía la materia como una agrupación de partículas imperceptibles en otras compuestas, según un atomismo newtoniano mecanicista. Quizá su mayor contribución fue el cambio en las denominaciones utilizadas por Robert Boyle. Lomonósov nombró a los elementos como *átomos*, a los corpúsculos como *moléculas* y a los principios como *cuerpos simples*. Estas definiciones perdurarían, y fueron utilizadas por la llamada *Escuela francesa de químicos*, principalmente por Joseph Louis Proust, padre de la ya mencionada ley ponderal de las proporciones definidas, y Claude Louis Berthollet, el mayor adversario científico tanto de Proust como posteriormente del propio John Dalton. Berthollet colaboró e incluso compartió experimentos con el mismísimo Napoleón Bonaparte, pues viajó con él a Egipto en 1798 integrado en su equipo científico. Para Berthollet, las sustancias reaccionaban debido a la existencia de fuerzas de atracción entre ellas, y postuló que esas fuerzas dependen no solo de la temperatura, la presión y la concentración, sino también de lo

que da en llamar *afinidad*. Descubrió que los factores ambientales podían influir en el rendimiento de las reacciones y, por tanto, cada compuesto podía tener más de una fórmula química diferente, en claro enfrentamiento con Proust primero y con Dalton más tarde.

Siguiendo con la Escuela francesa de químicos, Berthollet se había visto influenciado en su trabajo por el gran Antoine-Laurent de Lavoisier y, a su vez, tendría como discípulo al inteligente Louis Joseph Gay-Lussac, que terminaría por corregir parcialmente a su maestro. Y a Dalton. Quizá el químico más influyente en el trabajo de John Dalton, y acreedor del calificativo de primer químico moderno —añadimos el adjetivo moderno a la calificación de «primero», que recae sobre Robert Boyle—, no es otro que el francés Antoine-Laurent de Lavoisier, quien merece un libro para él solo, tanto por su azarosa vida como por sus hallazgos científicos. Su padre había comprado un título nobiliario, y más tarde él haría lo propio con una institución que recaudaba tasas en nombre del estado, la llamada *Ferme Generale*, que gravaba a los pobres de forma indiscriminada, eximiendo de tributos a los ricos; obviamente, no era muy popular. Esto lo convertiría en un hombre tan rico como odiado. Conseguir tanto dinero no significaba para Lavoisier otra cosa que poderse dedicar —en sus ratos libres— a la química. A su fortuna económica tenía que añadir la personal. Casado con una jovencita de catorce años de igual suerte y riqueza, esta resultó ser tan encantadora como inteligente: Marie-Anne Pierrette Paulze. De hecho, si Lavoisier es calificado como «el padre de la química moderna», su esposa lo es como «la madre de la química moderna». Juntos y enamorados, se exigieron trabajar al menos cinco horas diarias en sus laboratorios, además de todo el domingo (su particular *jour de bonheur* o «día de la felicidad»). Sus resultados principales abarcan desde el mencionado estudio del aire como mezcla de gases, el análisis del agua, la respiración animal —como proceso de combustión y oxidación— y, por supuesto, el establecimiento de las relaciones cuantitativas de las sustancias en las reacciones químicas: su famosa ley de conservación de la masa. Además de estos trabajos, Lavoisier concibió una nueva y primera nomencla-

tura química, o sistema de nombres, que serviría de base para el sistema moderno. Claude Louis Berthollet, por ejemplo, no tardó en aceptarlo de buen grado.

> «Considero que la naturaleza es un gran laboratorio químico donde se produce cualquier clase de composición o descomposición posible.»
>
> — Antoine de Lavoisier.

Sin embargo, aunque el trabajo del matrimonio Lavoisier fue fundamental en la historia de la química moderna, tuvo dos lagunas casi inexplicables. La más conocida es que, a pesar de haber identificado y aclarado el concepto de *elemento* como sustancia simple indivisible por análisis químico —en su famosa obra *Tratado elemental de química* de 1789, en la que se nombran más de treinta de estos—, ellos mismos no descubrieron ningún elemento nuevo —Carl Wilhelm Scheele (1742-1786) fue el codescubridor del oxígeno y padre del bario, cloro, magnesio, molibdeno, flúor y tungsteno, por ejemplo; más tarde, el famoso sir Humphry Davy aumentaría la lista notablemente usando la electrolisis—. Y eso que faltaban la mayoría de ellos —al menos dos tercios— y su laboratorio era, de largo, el mejor de Europa. La segunda cuestión, la que más nos interesa, es que Lavoisier consideraba irrelevante la constitución de la materia. Los átomos no le importaban en absoluto a Lavoisier, que se mantuvo siempre alejado de hipótesis físicas y filosóficas que solo tenían existencia teórica. Lavoisier solo tiene en consideración *sus* elementos, últimos componentes de una sustancia que se pueden separar con las técnicas disponibles en su laboratorio. Podemos afirmar que toda su obra fue química experimental.

Antes de finalizar con los precursores —y algún coetáneo— de John Dalton, es necesario mencionar al alemán Jeremias Benjamin Richter (1762-1807). De Richter ya introdujimos que formuló la ley ponderal de las proporciones recíprocas o de los pesos de combinación, fundamental en la posterior teoría atómica de Dalton. Ideó el concepto de *peso equivalente* —a diferencia de la masa

atómica de Dalton, que es adimensional, el peso equivalente tiene dimensiones y unidades de masa (gramos)— para formular que: «Los elementos se combinan en proporción a sus pesos equivalentes, multiplicados por números enteros y pequeños». Esta ley introduce el concepto de *estequiometría*, o relación entre la cantidad de reactivos y los productos resultantes en las reacciones químicas. Las leyes estequiométricas también se conocen frecuentemente como *ponderales*, y ya han sido mencionadas anteriormente. Richter unía a la química su pasión por las matemáticas.

Por último, un breve apunte sobre un polémico personaje en esta historia de la química atomista: William Higgins (1763-1825),

ALGUNAS DEFINICIONES ACTUALES BÁSICAS EN QUÍMICA

— Átomo: Unidad básica de materia o la más pequeña división reconocible de un elemento químico. Formado por un núcleo denso central y rodeado por una «nube» de electrones cargados negativamente.

— Elemento químico: Sustancia química pura, formada por un solo tipo de átomos, que se distinguen unos de otros por su número atómico.

— Número atómico: Número de protones en el núcleo atómico.

— Número másico: Número de partículas en el núcleo atómico (protones más neutrones). Siempre es un número entero de unidades. Ejemplo: magnesio-24, compuesto de 12 protones y 12 neutrones.

— Isótopos: Elementos químicos de igual número de protones, pero con un número diferente de neutrones. Ejemplos: carbono-12; carbono-13; carbono-14, todos con 6 protones y 6 neutrones, 7 neutrones y 8 neutrones, respectivamente.

— Unidad de masa atómica («Dalton», «u», «Da» o «uma»): Unidad estándar para indicar la masa de un átomo a escala molecular, definida como 1/12 de la masa de un átomo de carbono-12, con un valor igual a $1{,}660538921 \times 10^{-27}$ kg.

— Masa atómica relativa o peso atómico: Promedio de las masas atómicas de los isótopos de un elemento químico, ponderado según su

químico irlandés que había heredado cierta fortuna y también la pasión por la química de su tío Bryan, así como de su propio padre John, a la sazón profesor en la Universidad de Edimburgo. Ya en Londres, y en colaboración con su tío, publicaría su controvertida obra: *Comparative View of Phlogistic and Antiphlogistic Theories* (*Estudio comparativo de las teorías flogista y antiflogista;* 1789), en la que muchos han querido ver cierta similitud con la teoría atómica de Dalton, que vería la luz diecinueve años después. Las ilustraciones y textos de este libro representan y explican lo que Higgins da en llamar *partículas últimas*, y también las relaciones entre ellas. Higgins inventa unos diagramas —con

abundancia y relativos a la unidad de masa atómica. No ha de ser un número entero.

— Molécula: Grupo de átomos, eléctricamente neutro, que se mantienen juntos gracias a enlaces covalentes.

— Ión: Átomo o molécula en el que el número total de electrones es diferente al de protones del núcleo (según sea por defecto o exceso, será positivo o negativo).

— Mol o molécula-gramo: Unidad química de «cantidad de sustancia» que contienen muchas entidades elementales (como átomos, moléculas o iones), definida como átomos que hay en 12 gramos de carbono-12: 1 mol = $6,02214129 \times 10^{23}$ unidades elementales, por tanto, 1 mol de agua contiene $6,02214129 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

— Número de Avogadro: Número de entidades elementales (como átomos, moléculas o iones) que hay en un mol, por definición número de átomos de carbono contenidos en 12 gramos de carbono-12 (= $6,02214129 \times 10^{23}$).

— Masa molar («M»): Masa de una sustancia por unidad de cantidad de sustancia, medida en (kilo)gramos/mol. Por ejemplo M(H_2O) = 18 gramos/mol.

— Volumen de un mol de gas ideal: En condiciones normales (esto es a 0 °C de temperatura y 1 atmósfera de presión), 1 mol de gas ideal ocupa 22,4 litros.

símbolos muy similares a los usados hoy en día, pero totalmente diferentes a los de John Dalton—, para mostrar cómo las partículas reaccionan y las «fuerzas de afinidad» que hay entre ellas. Usa como símbolos de los átomos las iniciales de los elementos, y liga las letras con guiones a modo de enlaces.

La polémica surgió en 1814, seis años después de la publicación del exitoso libro de Dalton. Como era de esperar, Higgins acusó a este de plagio afirmando que su obra anterior era la original. Sin embargo, en ningún momento el químico irlandés hace mención en sus trabajos a las masas atómicas, el aspecto fundamental de la teoría atómica daltoniana, por lo que no tuvo más que una anecdótica relevancia. Además, parece comprobado por los historiadores que John Dalton desconocía completamente tanto la obra como la misma persona de John Higgins. Y ni tan siquiera se preocupó por sus acusaciones. Realmente, casi nadie lo hizo. Su único apoyo de importancia, paradójicamente, vino de la mano del siempre intrigante sir Humphry Davy. Que, como casi todos, tuvo que plegarse finalmente ante la lectura del excelso trabajo del modesto cuáquero.

LA APARICIÓN DE DALTON Y SU TEORÍA ATÓMICA

La publicación sucesiva de los volúmenes de *Un nuevo sistema de filosofía química* de John Dalton cambió el rumbo de la química conocida en la época. Sin embargo, ya antes de la fecha de publicación de la primera parte del primer volumen de la obra (recordemos, 1808), las sucesivas conferencias que el científico inglés impartió acerca de su teoría suscitaron una notable curiosidad entre sus colegas. El mencionado erudito Thomas Thomson incorporó en la tercera edición de su prestigioso *Sistema de química* una entrada completa dedicada a la nueva hipótesis atómica propuesta por Dalton, de la que comenta (1807):

> Si la hipótesis [de Dalton] es correcta, puede proporcionar a la química un método muy preciso para averiguar la densidad relativa de los átomos que forman las combinaciones.

La admiración de Thomas Thomson por la teoría atómica de Dalton iría en aumento en las sucesivas ediciones de su magna obra compilatoria del saber químico. También le dedicaría varios artículos e, incluso, aportaría sus propias ideas a la misma —Thomson cambió la referencia de masa atómica del hidrógeno al oxígeno, por considerar que este era el elemento más importante, especialmente por los procesos de combustión—. Sin duda, es el gran valedor de John Dalton en los primeros años de difusión de *Un nuevo sistema de filosofía química*. Curiosamente, tanto su íntimo amigo William Henry como el peculiar sir Humphry Davy —a quienes Dalton dedicó la segunda parte del primer volumen— tardaron en aceptar en su totalidad los nuevos conceptos. El mismo rico y polifacético William Hyde Wollaston, aunque estimaba profundamente a Dalton, siguió considerando más apropiado referirse en sus propios estudios a los *pesos equivalentes* de los elementos —en la línea de Richter y su estequiometría— que a las masas atómicas relativas de Dalton. Los pesos equivalentes tienen valores analíticos —gramos—, que tienen aplicación práctica, pero las masas de los átomos son, en esencia, fruto de hipótesis, decía.

John Dalton continuaría trabajando en su laboratorio de la primera planta de la sociedad Lit & Phil de Mánchester hasta el final de sus días muchos años después, y desempeñando cargos de distinta consideración: miembro del comité de artículos, secretario, vicepresidente y, finalmente, presidente a partir de 1817. No abandonaría la presidencia de la Lit & Phil hasta su muerte en 1844, veintisiete años más tarde. Pero la Lit & Phil de Mánchester no era ni mucho menos la única sociedad científica británica de la época. La más prestigiosa e importante era la renombrada Royal Society de Londres. A pesar de los intentos de Davy, que quiso incorporarlo como miembro en 1810, Dalton no mostró ningún interés especial en pertenecer a la élite científica londinense. En 1822 su fama ya había crecido de tal forma que fue admitido —de forma inhabitual— en la Royal Society sin solicitarlo. Dalton se mostró crítico con las veleidades cosmopolitas de dicha entidad, a la que exigió un mayor interés por la promoción de la ciencia. Y no fue hasta 1834 —año en el que John Dalton había adquirido

LA SOCIEDAD LITERARIA Y FILOSÓFICA DE MÁNCHESTER

The Manchester Literary and Philosophical Society fue una de las primeras instituciones británicas de promoción de la ciencia y las humanidades nacidas a la sombra de la Revolución industrial. Fundada en el año 1781, albergó entre sus muros los trabajos y las voces de algunos de los más famosos científicos, ingenieros, físicos y matemáticos de la época, en clara competencia con la Royal Society londinense. De entre todos ellos, John Dalton es considerado como su miembro más ilustre, pero también cabe destacar la presencia en la misma de su pupilo James Prescott Joule (1818-1889), en cuyo honor se bautizó la unidad de energía como *julio* y al que debemos la paternidad del efecto Joule o calor disipado al paso de una corriente eléctrica; el químico Henry Roscoe (1833-1915), y, nuevamente, el neozelandés Ernest Rutherford, el gran beneficiado de los hallazgos de John Dalton. El edificio de la sociedad quedó completamente destruido durante los bombardeos alemanes en la Segunda Guerra Mundial, perdiéndose gran parte de los manuscritos originales de John Dalton el fatídico día del 24 de diciembre de 1940, aunque fue posteriormente restaurado.

Logotipo de la Sociedad Literaria y Filosófica de Mánchester.

una relevancia social más que notable—, cuando asumió un papel formal dentro de la Royal Society.

Sin embargo, la reluctancia de John Dalton hacia la más famosa de las instituciones científicas británicas contrasta con su predisposición a integrarse en otras entidades que él consideraba más acordes con la divulgación y el reconocimiento de los méritos científicos. En 1816, transcurridos pocos años desde la publicación del primer volumen de su teoría atómica, aceptó su elección como miembro de la Académie des Sciences francesa. Y en 1822 viajó por única vez en su vida a Francia, en una experiencia para él irrepetible. Allí tuvo la felicidad de conocer a toda la flor y nata

de la ciencia gala. Entre otros, al famoso matemático y astrónomo Pierre Simon Laplace (1749-1827), al naturalista Georges Cuvier (1769-1832) y al físico André-Marie Ampère (1775-1836), quien, con el también presente François Arago, inventó el electroimán y formuló, en 1827, la teoría del electromagnetismo. Pero también conoció a sus rivales —y sin embargo, amigos y admiradores— Claude Louis Berthollet y su discípulo Joseph-Louis Gay-Lussac. Este último haría las veces de anfitrión, como presidente de la Académie des Sciences. Pocos años más tarde, en 1830 y tras la muerte de sir Humphry Davy, Dalton ocuparía el puesto de este como miembro extranjero honorario de la Académie.

ÚLTIMOS AÑOS DE DALTON

Antes de profundizar en el impacto de la teoría atómica daltoniana en los colegas franceses de su tiempo —y no solo entre los franceses, como veremos—, podemos añadir unos breves apuntes a los últimos años de la vida de John Dalton. Los reconocimientos públicos continuaron. En 1832 fue nombrado doctor honorífico en Ciencias por la Universidad de Oxford, a cuyas aulas nunca había podido asistir. A partir de ese año, se volcó en la Asociación Británica para el Avance de la Ciencia, fundada en York. Ocupó diversos cargos en los diferentes comités, en especial los relacionados con la química, el magnetismo, la electricidad —de la que era estudiante apasionado, especialmente a raíz del desarrollo de la electrolisis— y la mineralogía.

En 1833 el Gobierno británico le asignó una pensión vitalicia. Durante el año siguiente, 1834, recibió otro doctorado honorífico, esta vez en Leyes, en la Universidad de Edimburgo, en la que tampoco pudo estudiar, aunque por causas bien diferentes a las de Oxford y Cambridge.

En abril de 1837 sufrió un primer ataque, que le provocó una seria parálisis, dejándolo medio inválido. Prácticamente perdió el habla durante un año. En sus últimos años apenas abandonó Mánchester, limitando sus actividades a la Lit & Phil y a su pequeño

círculo de amistades, principalmente en las reuniones de los cuáqueros, a cuyas creencias nunca renunció. Como consecuencia de un segundo ataque fulminante, murió el 27 de julio de 1844. Durante cuatro días su cuerpo permanecería en una sala del Ayuntamiento de Mánchester, donde le rindieron sus respetos más de cuarenta mil personas, y todas las tiendas y oficinas de la ciudad, en señal de luto, permanecieron cerradas el día del funeral.

El legado material de John Dalton fue considerable. A pesar de su fama de hombre modesto, y de que muchos autores han exagerado la supuesta pobreza de su modo de vida, Dalton poseía equipos e instrumental de notable valor en su laboratorio de la Lit & Phil.

LA ELECTROLISIS

La separación de los elementos que forman un compuesto químico no siempre fue fácil. Una de los métodos más eficaces para conseguir tal descomposición es, sin duda, la electrolisis. Básicamente se trata de hacer pasar una corriente eléctrica por el compuesto. Para ello se sumergen en la cubeta dos electrodos (uno positivo, o ánodo, y uno negativo, o cátodo). Uno de los ejemplos más simples (véase la figura) es disolver en agua sal común (cloruro sódico, $NaCl$) calentándose la disolución. En este primer paso se debilitan los enlaces. Si aplicamos una diferencia de potencial suficiente entre ánodo y cátodo, los iones de Cl^- serán atraídos por el electrodo positivo (en este caso hecho de carbono), mientras que los de Na^+ lo serán por el electrodo negativo (de hierro). El sodio se deposita en forma sólida en la superficie mientras que el cloro se evapora como gas:

$$2Na^+ + 2e^- \rightarrow 2Na$$
$$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$$

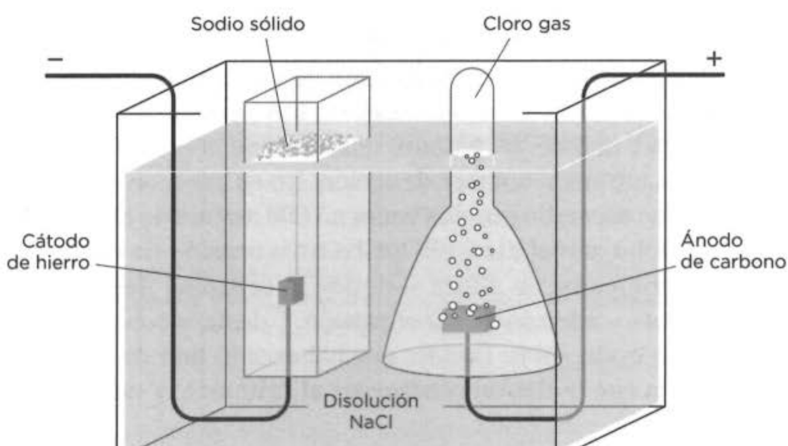
Este procedimiento fue muy utilizado por los químicos de la época de John Dalton —y por él mismo— para diferentes estudios y, además, poder aislar nuevos elementos. En esta última tarea fue especialmente habilidoso el amigo y mecenas de Dalton, sir Humphry Davy, que obtuvo de esta forma bario, estroncio, calcio, magnesio, potasio y sodio, entre otros. Su discípulo Michael Faraday generalizó y mejoró esta técnica asentando sus dos principios fundamentales:

- La masa de la sustancia liberada en la electrolisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad circulante.

Toda su colección de instrumentos sería legada, según sus últimas voluntades, al hijo del malogrado William Henry, William Charles Henry —fue discípulo de Dalton—, y de este a la sociedad Lit & Phil. Posteriores mejoras en la sede de esta sociedad científica permitieron su conservación e, incluso, su catalogación. En 1936 buena parte de sus instrumentos se mostraron al público en una exposición. Pero bastó una noche aciaga —la del 23 al 24 de diciembre de 1940— para que casi todas las pertenencias de John Dalton se perdieran bajo el fuego de los bombardeos alemanes. Sus notas de laboratorio, encuadernadas en doce volúmenes, quedaron convertidas en cenizas. Hoy en día apenas se conservan algunas cartas y manuscritos originales.

- Las masas de las distintas sustancias, liberadas por la misma cantidad de electricidad, son directamente proporcionales a sus pesos equivalentes.

Aunque por aquella época, obviamente, no se tenía constancia de la existencia del portador de carga eléctrica y elemento constituyente del átomo, el electrón.



Proceso de electrolisis.

REPERCUSIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICA

Por fortuna, todo este material perdido no es necesario para comprender la profundidad del pensamiento de Dalton, y más habiendo publicado un buen número de artículos y su inmarcesible *Un nuevo sistema de filosofía química*. El eco inmediato de sus trabajos en la última etapa de su vida y en los años que siguieron a su muerte fue considerable. La principal repercusión de la teoría atómica tuvo lugar, como hemos mencionado con anterioridad, en la vecina Francia.

Dalton dominaba el francés, y mantuvo una intensa correspondencia con Berthollet, su rival pero amigo incluso en los años más difíciles de las guerras napoleónicas. Al intercambio de puestos honoríficos en sus respectivas instituciones científicas, se sumaba un intercambio de ideas, artículos y libros. Berthollet solo tardó dos meses en recibir en 1808 *Un nuevo sistema de filosofía química*. Aunque bien es cierto que lo criticó abiertamente y previno a los suyos de su perniciosa influencia, en especial en los textos docentes del británico Thomas Thomson. Desde los años de Lavoisier, Berthollet era la máxima autoridad en la ciencia química en Francia.

El gran Berthollet murió muy poco después de conocer a Dalton en Arcueil, el mismo año de 1822. Su discípulo, gran colaborador y casi un hijo para él, no fue otro que Joseph-Louis Gay-Lussac, uno de los grandes químicos de la era moderna, además de un intrépido hombre de acción. No en vano, en el año 1804 Gay-Lussac ascendió por dos veces a 7 000 metros de altitud utilizando un globo aerostático; allí arriba tuvo ocasión de realizar algunos experimentos en altura —donde la densidad del aire es mucho menor—, además de ver el paisaje. Y destaca especialmente aquí, en un texto sobre Dalton, por haber sido uno de los pocos científicos que pudieron *contrariar* al británico, y además de forma acertada.

El aspecto más débil en la teoría atómica de Dalton era el relativo a los volúmenes. John Dalton había basado sus postulados en leyes ponderales —propias y ajenas—, pero no había tenido en cuenta las relaciones volumétricas. Dalton afirmaba, y

JOSEPH-LOUIS GAY-LUSSAC



Gay-Lussac (1778-1850) era hijo de un procurador del rey Luis XVI. Aunque de formación técnica —estudió ingeniería— pronto se vio atraído por la química. Enunció las dos famosas leyes de combinaciones gaseosas que llevan su nombre. También estudió magnetismo —viajó por toda Europa con su gran amigo Alexander von Humboldt—, electrofísica y electroquímica. Descubrió el boro y el potasio, y en paralelo con sir Humphry Davy, aisló el yodo y el cloro. Su ámbito del saber abarcó temas tan dispares como la fabricación de cañones, de pararrayos, la síntesis de ácidos corrosivos o la determinación de la calidad de la moneda. Algunas de estas actividades tuvieron que ver con su vida política, como muchos otros científicos franceses de la época. Fue diputado y nombrado par de Francia por Luis Felipe I.

Leyes de Gay-Lussac
En 1805 formuló su primera ley, que establece que la relación de volumen y temperatura de una cantidad de un gas ideal, a presión constante, se mantiene constante:

$$\frac{V}{T} = \text{cte.}$$

Esta ley recibe el nombre de Charles (o Charles-Lussac), dado que Jacques Charles (1746-1823) la formularía previamente alrededor de 1787. La segunda ley de Gay-Lussac,

$$\frac{P}{T} = \text{cte,}$$

establece la relación entre presión y temperatura en un volumen dado, y con la ley de Boyle (PV = cte), forman el conjunto de leyes de los gases ideales.

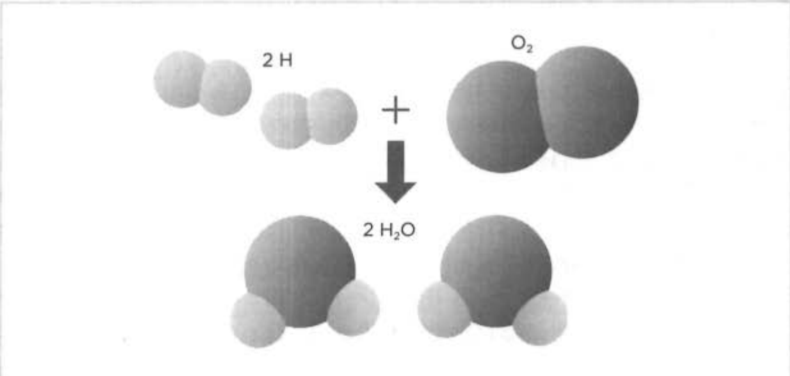
lo hizo con vehemencia, sin llegar a reconocer nunca lo contrario, que si dos gases diferentes tienen igual temperatura, presión y, además, ocupan el mismo volumen, necesariamente difieren en el número de átomos. Pero Gay-Lussac descubrió experimental-

mente en 1808 lo que luego se daría en llamar *ley de los volúmenes de combinación*.

El resultado más conocido de sus experimentos con volúmenes de gases es el del agua. Así, un volumen de oxígeno reacciona con dos volúmenes de hidrógeno para formar dos volúmenes de agua:

$$O_2 + 2H_2 \rightarrow 2\,H_2O \text{ (vapor).}$$

Esta reacción, comprobada empíricamente, no tiene sentido aplicando estrictamente la teoría atómica de Dalton. Para él, los gases no pueden ser diatómicos, puesto que sus fuerzas de repulsión les impiden unirse. Dalton siempre defendió una combinación del tipo monoatómico ($O + H \rightarrow OH$), pero esta reacción no encaja con el resultado experimental de los volúmenes. La relación entre los volúmenes de combinación implicaba que dos partículas de hidrógeno combinadas con una de oxígeno producían dos partículas de agua (véase la figura). Pero un átomo de oxígeno no puede producir dos partículas de agua, ya que cada partícula de agua debe contener un átomo de oxígeno. A no ser que los átomos pudieran partirse en dos, claro. Con la reacción corregida por el francés Gay-Lussac, podemos obtener, además, el valor correcto para la masa atómica del oxígeno (igual a 16 unidades relativas al hidrógeno). Gay-Lussac propugnaba que el volumen de los elementos era su propiedad fundamental, y no la masa como postu-



laba Dalton. Por tanto, lo más conveniente a la hora de hacer los cálculos en las reacciones era tratar con volúmenes de gases, y no con masas. El error en el razonamiento de Dalton era la confusión entre átomos y moléculas.

> «Los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, a igual presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos.»
>
> — JOSEPH-LOUIS GAY-LUSSAC, LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN (1808).

Sin embargo, Gay-Lussac no negaba la validez de las hipótesis de John Dalton, las que calificaba abiertamente de *ingeniosas* y, aunque cambió los papeles protagonistas entre masa y volumen dentro de las reacciones químicas, en el fondo la explicación atomista era de su agrado, estando avalada, además de por los realizados por el propio Dalton, por experimentos de otros científicos de fuste, como Thomson y Wollaston. En este punto se distanció de su maestro Berthollet, que no creía en átomos sino en partículas, con un fundamento cartesiano que las hacía divisibles hasta el infinito. Gay-Lussac intentó conciliar ambas hipótesis con una inteligente afirmación: «La acción química se ejerce con mayor poder cuando los elementos están en proporciones sencillas, o entre ellos mismos en proporciones múltiples» (1814).

El problema de qué hipótesis era la correcta, si el sistema «a un volumen» o a «dos volúmenes», no se solucionaría hasta el año 1860, fecha en la que se celebró el primer congreso internacional de química en la ciudad alemana de Karlsruhe. Todo ello en medio de una enorme confusión. Los químicos no sabían qué criterio seguir, pues masa y volumen se relacionan en la densidad. Por ejemplo, Thomas Thomson propuso dividir los compuestos en tres grupos en función de su densidad de vapor: iguales a sus masas atómicas, doble de las mismas, o cuatro veces estas. La confusión no acaba aquí, puesto que otros químicos, como Wollaston, no trabajaban ni con masas atómicas, ni con volúmenes, ni con densidades de vapor, sino que lo hacían con pesos equivalentes, obtenidos a partir de escalas estequiométricas experimentales. Incluso

EL PRIMER CONGRESO INTERNACIONAL DE QUÍMICA DE KARLSRUHE



Stanislao Cannizzaro en 1897.

El Congreso de Karlsruhe está considerado como la primera conferencia internacional sobre química en el mundo. Tuvo lugar del 3 al 5 de noviembre de 1860 en la ciudad alemana de Karlsruhe. Las principales inquietudes de los asistentes, y en especial de los organizadores, entre los que destacaban Friedrich August Kekulé (1829-1896), Adolphe Wurtz (1817-1884) y Karl Weltzien (1813-1870), eran las dificultades en conciliar la nomenclatura y notación química y también la diversidad de las masas atómicas. En lo relativo al primer punto, el acuerdo en la facilidad de la notación en fórmulas propuesta por Berzelius acabó triunfando. Respecto al segundo problema, y desde que John Dalton hiciera públicos sus trabajos a partir de 1803, varios sistemas competían por imponerse. Aunque el británico había propuesto el hidrógeno (masa = 1) como base, asignando 6 unidades para el carbono y 8 para el oxígeno, finalmente se adoptaron valores de 1 para el hidrógeno, 12 para el carbono y 16 para el oxígeno, al comprobarse que ciertos elementos eran diatómicos y no átomos individuales (como hidrógeno y oxígeno). La contribución estrella del congreso corrió a cargo del trabajo del italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910).

Stanislao Cannizzaro

Básicamente Cannizzaro propuso que, comparando las densidades de dos gases y admitiendo que en el mismo volumen hay un mismo número de partículas —hipótesis de Avogadro—, es posible obtener la razón entre sus pesos atómicos. Así, conociendo que las densidades del cloruro de hidrógeno (HCl), del agua (H_2O), del amoniaco (NH_3) y del metano (CH_4), medidas en 1 litro de volumen a 1 atmósfera y 100 °C son, respectivamente, 1,19 g/l, 0,589 g/l, 0,557 g/l y 0,524 g/l, y midiendo el porcentaje en peso del elemento que nos interesa (en este caso el hidrógeno, igual en los compuestos citados a 2,76 %, 11,2 %, 17,7 % y 25,1 %) se calculan los productos que serán la masa del elemento en el compuesto: 3,28 cg, 6,60 cg, 9,86 cg y 13,15 cg. Como puede verse, las relaciones entre estos valores están en factores 1:2:3:4, por lo que Cannizzaro podía afirmar que el hidrógeno tenía peso atómico igual a 1 y entraba con un átomo en el cloruro de hidrógeno, con dos en el agua, con tres en el amoniaco y con cuatro en el metano, como así ocurre.

había quien —sir Humphry Davy, por ejemplo— trabajaba simplemente con proporciones. Estos problemas nos parecen sencillos de resolver hoy en día, pero lo son porque ya somos capaces de distinguir con claridad los conceptos de átomo, molécula y mol o molécula-gramo.

> «Cuando un ácido y una base reaccionan entre sí para formar una sal, el ácido contiene siempre un múltiplo entero del oxígeno que hay en la base.»
>
> — Jöns Jakob Berzelius, regla del óxido (1812).

El siguiente actor en la obra no es otro que el sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), que empezó su carrera científica como médico, para posteriormente dedicarse a la enseñanza y la química. Parece que, centrado como estaba en pensar y reproducir experimentos para sus libros de texto, encontró una nueva —o no tanto— ley de las proporciones múltiples, en este caso particularizada como *regla del óxido*.

La principal diferencia con otras leyes ponderales conocidas —no en vano Berzelius había estudiado, como Dalton, tanto a Proust como a Richter—, era que Berzelius no trabajaba con gases, sino con óxidos, sales inorgánicas y ácidos, principalmente. Y lo hizo de forma compulsiva y brillante. Invitado por Berthollet para ir a París en 1812, la guerra entre suecos y franceses le hizo cambiar de destino, recalando en Inglaterra, donde sir Humphry Davy sería su anfitrión. Allí tuvo conocimiento del libro de John Dalton —cuatro años después de su publicación, 1808—, pero no pudo reunirse con él, puesto que Dalton se encontraba de viaje. El mismo John Dalton le facilitaría una copia de su libro poco después.

Berzelius no se sentía enteramente satisfecho con el trabajo de Dalton, aunque lo admiraba en lo fundamental de su teoría atómica, que compartía. Sin embargo —conocedor también de las conclusiones de Gay-Lussac—, asumía la idea de que «volúmenes iguales» se corresponde con «números iguales». Al referirse a números iguales Berzelius pensaba en número de partículas o corpúsculos —como Gay-Lussac—, que se identifican con lo que

ahora llamamos moléculas. Y con este concepto mixto utilizaba las densidades de vapor para calcular las masas atómicas relativas de los elementos conocidos. Esa exhaustiva tabla, publicada en 1828, iba mucho más allá que las publicadas por John Dalton, aunque, sin embargo, proporcionaba una evidencia más a las teorías de este.

Pero la aportación más importante a la química moderna de Berzelius vino de la mano de una herramienta, más que de un descubrimiento en sí. Berzelius introdujo un nuevo concepto de representación: la «fórmula». Para ayudarse en sus experimentos, Berzelius desarrolló un sistema de notación química en el que los elementos se denotan por símbolos simples, abreviando sus nombre griegos o latinos —como *Ag*, del latín *argentum*, para la plata, o *Fe* del latín *ferrum* para el hierro—, indicando además con un índice el número de átomos del elemento, lo que más tarde se denominó *molécula*. Las reacciones químicas se expresaban como fórmulas matemáticas, utilizando el signo de la adición. Históricamente, el sistema de formulación química de Berzelius es el que ha llegado hasta nuestros días, con cambios menores. El principal es que Berzelius utilizaba superíndices (H^2O) en lugar de subíndices (H_2O). No se sabe muy bien el cuándo ni el porqué del cambio.

A Dalton no le gustó nada este asunto nuevo de la formulación, y eso que por aquellos años cada químico utilizaba una variedad desconcertante de dibujos, símbolos y abreviaturas. Para Dalton, la formulación de Berzelius era «una horripilación», y continuó utilizando sus símbolos circulares durante toda su vida, a pesar de la gran acogida que tuvo. Berzelius también añadió a sus precisas tablas nuevos elementos descubiertos o aislados por él y sus discípulos —cerio, selenio, silicio, circonio, torio, titanio, litio, vanadio y sodio, aunque hay discrepancias en la paternidad de algunos de ellos— siendo además un ferviente seguidor de las técnicas electrolíticas de Davy y de la utilización de la electricidad en la química. Fue el primero que propuso la importancia de las polaridades atómicas para explicar las reacciones químicas, y no las atracciones gravitatorias newtonianas defendidas por John Dalton.

Si Berzelius tardó en darse a conocer y publicar sus resultados —Suecia no era Francia, Gran Bretaña, ni Alemania—, peor suerte

corrió un personaje también fundamental en la explicación de la teoría atómica: el italiano Lorenzo R. Amadeo Avogadro (1776-1856), conde de Quarequa y Cerreto. Avogadro era un personaje extraño, retraído en sus clases y que investigaría de forma tardía. Casi no publicó sus resultados ni asistió a reuniones científicas. Pero de lo poco que se supo que hizo, quedó prueba de su inusual inteligencia. Apoyándose en los trabajos tanto de Dalton como de Gay-Lussac, fue capaz de combinarlos para extraer una conclusión tan sorprendente como importante: la ley o principio de Avogadro.

JÖNS JACOB BERZELIUS

Berzelius (1779-1848), huérfano desde niño, estudió medicina en la Universidad de Uppsala, en Suecia. Aunque ejerció como médico, su interés por la investigación lo conduciría de inmediato al campo de la química. Pronto descubrió por sí mismo la ley de las proporciones constantes en peso de las sustancias constituyentes, en claro apoyo a la teoría de Dalton. Además, compilaría en 1828 una tabla de pesos atómicos más exacta que la del propio británico. Junto a otros científicos, descubrió el selenio, el cerio y el torio, aislando varios otros. También es el primero en utilizar la palabra *proteína*, sustancia genérica de la que Berzelius pensaba era una misma gran molécula.



Sistema de notación

El sistema de notación química que utilizaba Berzelius es el que permanece hoy en día, y fue aceptado universalmente en el Congreso Internacional de Química de Karlsruhe de 1860. Los elementos químicos se designan por una o dos letras —normalmente derivadas de su nombre en latín, como Fe, Au o Ag, o por sus iniciales, O, N, C, H, etcétera—, y el número de átomos en cada molécula se expresa por un subíndice —superíndice en la notación original—. Las reacciones químicas se escribían en forma matemática, usando adiciones y flechas, con los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha.

Avogadro había intentado aplicar la ley de los volúmenes del francés Gay-Lussac a la teoría atómica de Dalton. Para conciliar ambas, tuvo que considerar «moléculas», a las que aplicaría su postulado. Para Avogadro existían tres clases de moléculas, de las cuales la «molécula elemental» podía identificarse con el átomo básico de Dalton. Con su teoría, Avogadro formuló correctamente la formación del agua, del amoniaco y de los óxidos del nitrógeno y del carbono. En realidad, dado que Avogadro fue el verdadero creador del concepto de *molécula*, su ley completó la teoría atómica, y por eso es denominada en muchos textos de química general como *teoría atómico-molecular de la materia*.

«Dos volúmenes de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.»

— Amadeo Avogadro, ley de Avogadro (1811).

Con este principio de Avogadro es posible determinar el tamaño y el peso de los átomos, aunque eso no ocurrió hasta pasados más de cincuenta años. El número de moléculas —o entidades elementales— contenidas en un *mol* (molécula-gramo) será siempre el mismo: 6022×10^{23} mol^{-1}. Tanto sea en 32 gramos de oxígeno (O_2, diatómica), como en cualquier equivalente de otra sustancia. Por definición moderna, es el número de átomos de carbono contenidos en 12 gramos de carbono-12. Ese valor fue determinado por varios métodos en el año 1909 por el francés Jean Baptiste Perrin, resultados que le llevaron al premio Nobel de Física en 1926 al verificar, como veremos, la naturaleza atómica de la materia en los estudios del movimiento browniano realizados por Albert Einstein.

La química continuó su avance imparable pero, para pesar de muchos, de forma tan anárquica como desorganizada. Y eso que la Revolución industrial le había proporcionado un gran impulso. Así, el descubrimiento de Amadeo Avogadro no sería dado a conocer hasta el primer Congreso Internacional de Química ya mencionado, en Karlsruhe (1860). Este congreso tuvo gran im-







FOTO SUPERIOR IZQUIERDA:
Placa azul dedicada a Dalton en la ciudad de Mánchester.

FOTO SUPERIOR DERECHA:
Claude-Louis Berthollet, el más destacado rival científico de Dalton, pero con el que compartió una sincera amistad y mantuvo una larga e intensa correspondencia.

FOTO INFERIOR:
Litografía coloreada de 1831 que representa de manera caricaturesca a Dalton (derecha) agradeciendo a Gerard Moll (1785-1838), un físico neerlandés, la publicación de un panfleto anónimo en defensa de la ciencia inglesa.

portancia. No tanto por sus resultados científicos, que los hubo, sino por lo que supuso en cuanto a dar entidad de una forma definitiva y moderna a una ciencia independiente como la química. La propuesta original se atribuye al alemán Friedrich August Kekulé, bien conocido por sus estudios sobre la estructura del anillo de benceno. En aquellos años, aunque ya dominaba el sistema de formulación de Berzelius, todavía existía una buena confusión entre los científicos. Y persistían las discrepancias entre los atomistas —hijos científicos de John Dalton— y quienes todavía se postulaban como partidarios de la teoría de los «pesos equivalentes o de combinación» y sus variaciones. Sería un largo camino hasta que la enorme figura del químico ruso Dmitri Mendeléyev (1834-1907) pusiera orden —y nunca mejor dicho— en los elementos de la naturaleza, construyendo su famosa tabla periódica basada en la teoría atómica.

Una vez que los científicos se convencieron de que el átomo podía dar una explicación válida a cómo estaba constituida la materia, permitiendo incluso una ordenación lógica de un número limitado de elementos atómicos de acuerdo a sus propiedades —cuya principal era la masa atómica, concebida y determinada en primer lugar por John Dalton—, solo quedaba una cosa por hacer: encontrarlos.

Entonces entró en juego, de nuevo, la física.

CAPÍTULO 5

El legado de Dalton. La explosión atómica del siglo XX

Seguramente John Dalton no podía imaginarse en su pequeño laboratorio de Mánchester las consecuencias que habría de tener su nueva teoría atómica. Casi un siglo después de sus trabajos, las demostraciones físicas de que los átomos existían —y podían detectarse—, llegaron. Y llegaron para convencer y para cambiar por completo el mundo de la física. Incluso para cambiar el mundo del todo. Tanto fue así que explicar el comportamiento atómico requirió desarrollar nuevas y formidables teorías, como la propia física cuántica.

Hemos cerrado el capítulo anterior con una frase que a unos pocos podría parecer atrevida e, incluso, pretenciosa. Y más escrita por un físico. Pero no tiene que entenderse así. Ya hemos desgranado durante un buen número de páginas cómo se produjo el nacimiento de la química moderna, y cómo la química se separó de un arte casi mágico, la alquimia, para convertirse en una ciencia con entidad y carácter propios. Y el papel fundamental que jugó nuestro protagonista, John Dalton, en el estudio y comprensión de la constitución última de la materia. Hoy en día basta con un simple vistazo al diccionario de la RAE para encontrar una definición tan corta como acertada de la química: «Ciencia que estudia la estructura, propiedades y transformaciones de la materia a partir de su composición atómica».

EL CONGRESO INTERNACIONAL DE QUÍMICA EN KARLSRUHE

Huelga decir que, en consecuencia, los trabajos de Boyle, Lavoisier, el propio Dalton y tantos otros —algunos, solo unos pocos, mencionados aquí—, fueron fundamentales. A la conclusión del capítulo precedente hacíamos referencia al importante congreso

de Karlsruhe, celebrado el año 1860. Y no solo por tratarse del primer congreso internacional de química, sino porque además tuvo implicaciones de gran importancia en el devenir de la ciencia. Como por ejemplo, la adopción casi inmediata y generalizada del sistema de formulación química de Berzelius, o el reconocimiento internacional de la ley de Avogadro.

«Si hubiese que reducir la historia de la ciencia a una declaración importante, esta sería: todas las cosas están compuestas por átomos.»

— **Richard Feynman (1918-1988), premio Nobel de Física en 1965.**

Es precisamente a partir de los trabajos de Avogadro, Gay-Lussac y, sobre todo, John Dalton, que un químico italiano de nombre Stanislao Cannizzaro hizo circular entre los asistentes al congreso un breve opúsculo titulado *Apuntes de un curso de filosofía química* (1856). En ese folleto Cannizzaro postulaba que, dado que los átomos son indivisibles, en una molécula tiene que haber necesariamente un número entero —y casi siempre sencillo— de átomos de cada clase. Si somos capaces de determinar el peso molecular de los compuestos del elemento, y el porcentaje en que ese elemento participa en cada compuesto, las cantidades halladas son múltiplos sencillos del peso atómico de los elementos. Para determinar la masa atómica relativa de algunos de los elementos más conocidos, Cannizzaro utilizó la ley de Avogadro, y calculó que un mol de gas —en condiciones «normales», es decir, una presión de 1 atmósfera y una temperatura de 0 °C— ocupa exactamente un volumen de 22,4 litros. Pesando estos volúmenes en diferentes compuestos se derivan porcentajes, masas atómicas relativas y número de átomos del elemento en las moléculas de la reacciones.

Habiéndose diferenciado al fin los conceptos de átomo, molécula y molécula-gramo (o mol, unidad de cantidad de sustancia), el panorama en la química parecía definitivamente despejado. Poco a poco fueron mejorándose hasta el límite los métodos de determinación de las masas atómicas de los elementos conocidos,

y gracias al estadounidense Theodore W. Richards (1868-1928) se llegó a rozar casi la perfección, pues obtuvo más de cuatro decimales exactos en los pesos atómicos de más de 25 elementos, y por ello recibió el premio Nobel de Química en 1914.

Sin embargo, una cuestión no precisamente baladí permanecía latente: ¿dónde están los átomos? Y esta pregunta fundamental lleva otras asociadas: ¿qué forma tienen?, ¿son realmente indivisibles, como postuló John Dalton en 1808?, ¿podrían llegar a verse algún día?, ¿qué mecanismos los mantienen unidos, y cuáles producen sus asociaciones en moléculas? A lo largo de todo el siglo XIX, y aunque ya la mayoría de los científicos —no todos, como veremos ahora— realizaban con éxito sus investigaciones adoptando el sistema atómico con sus definiciones de moléculas y átomos, nadie pudo aportar prueba alguna convincente de la existencia de ambas entidades. Simplemente, funcionaban. En el ámbito de la química, casi todo se podía explicar con átomos. Todo, siempre y cuando el átomo fuera la partícula última. Pero, ¿cómo encontrarlos «físicamente»?

OPOSICIÓN A LA TEORÍA ATÓMICA

La más fuerte oposición a la existencia atómica surgió en Alemania y su zona de influencia, en la que se encontraban Austria y los países bálticos. Tal vez porque allí los científicos aunaban sus investigaciones en física y química con sus estudios en humanidades, principalmente filosofía. El atomismo había nacido como una hipótesis lógica en la antigua Grecia, y había tomado cuerpo experimental en Mánchester con John Dalton. Pero, a pesar de ser «conceptos útiles», los átomos no existían para ellos.

El más crítico entre los opositores a la teoría atómica posiblemente fue el austríaco Ernst Mach. En el primer capítulo mencionamos a Mach como tutor del genial físico teórico Ludwig Boltzmann, que habría basado sus trabajos —sobre todo en el campo de la mecánica estadística— en la suposición de la existencia real de los átomos. Tanto Boltzmann, como el es-

LA TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LOS GASES

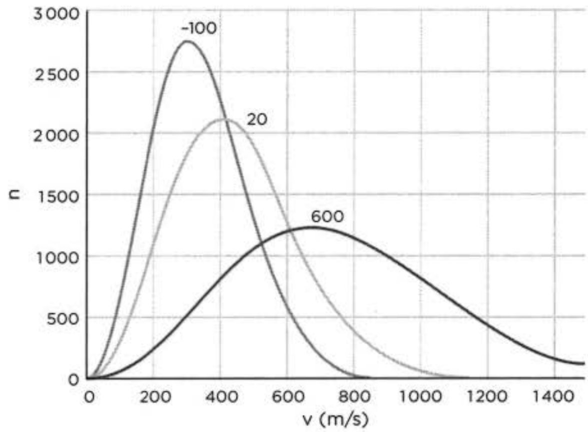
La teoría cinético-molecular explica comportamientos de los gases y sus propiedades macroscópicas a partir de relaciones estadísticas moleculares microscópicas. Para ello, obviamente, presupone un número muy grande de moléculas y/o átomos en el gas, lo que implica asumir la hipótesis atómico-molecular como real (y, por tanto, dar validez a la antigua teoría de John Dalton). Los resultados macroscópicos experimentales encajan con la teoría estadística propuesta, por lo que constituye una de las primeras pruebas sólidas para aceptar los postulados atómicos. El modelo está basado en la estadística de James Clerk Maxwell y Ludwig Boltzmann. Esta describe una distribución estadística de partículas en varios estados de energía en equilibrio térmico, donde la temperatura es lo suficientemente alta (y la densidad baja) como para hacer despreciables efectos cuánticos. En la figura se representan las distribuciones de las velocidades de 10^6 partículas de oxígeno a distintas temperaturas del gas (-100 °C, 20 °C y 600 °C), donde n es el número de partículas. Para ello deben hacerse algunas consideraciones: el número de moléculas es muy grande, así como su separación, por lo que se consideran masas puntuales; las moléculas se mueven según las leyes newtonianas, con velocidades aleatorias individualmente, pero constante en promedio; y las moléculas chocan de forma elástica, conservándose el momento lineal y la energía cinética. De esta forma, para un gas ideal con N moléculas, cada una con masa m, moviéndose en promedio a velocidad v en un volumen V, chocando con las paredes del recipiente e intercambiando momento lineal, se puede calcular la fuerza por unidad de área o presión, llegándose al resultado:

cocés James Clerk Maxwell (1831-1879), postularon de forma casi independiente la llamada *teoría cinético-molecular de los gases*. Esta teoría presuponía la validez de la existencia de los átomos sugerida por John Dalton, entre otros, y establecía que dichos átomos —y las moléculas formadas por ellos— están en continuo movimiento. Además, el tamaño de las partículas es despreciable en comparación con la distancia que las separa —hay grandes «huecos» en la materia— y, finalmente, debido al movimiento propio, terminan chocando entre sí y con otras, de forma elástica.

La principal contribución a la teoría atómico-molecular por parte de Boltzmann fue la introducción del movimiento. Ese movi-

$$P = \frac{Nmv^2}{3V}.$$

Esta expresión relaciona la presión (medible) con la energía cinética promedio por molécula. Además, es equivalente a la ley empírica de los gases ideales ($PV=nRT$), donde se relaciona la energía molecular promedio como proporcional con la temperatura, y la constante de Boltzmann con la constante de los gases (R) y el número de Avogadro.



Distribuciones de las velocidades de 10^6 partículas de oxígeno a distintas temperaturas del gas (-100 °C, 20 °C y 600 °C).

miento es más notable en los gases, el estado más simple de todos, mientras que en sólidos y líquidos las fuerzas de cohesión complican la teoría. A partir de los ya mencionados trabajos de Boyle, Charles, Avogadro y Gay-Lussac, Ludwig Boltzmann y Maxwell generalizaron las relaciones entre presión y volumen introduciendo la temperatura. En la conocida ley de los gases ideales: $PV=nRT$ o también $PV=NkT$.

La primera expresión relaciona la presión y el volumen en un gas ideal con el número de moles n, la temperatura T y la constante R, que sería el producto del número de Avogadro por la llamada constante de Boltzmann. Otra forma de expresar lo mismo es utilizar directamente el número de partículas N con

la constante de Boltzmann k. Dicha constante fue precisamente determinada, al igual que la de Avogadro, por Jean Perrin en sus experimentos sobre el movimiento browniano y su valor es $k_B = 1{,}3806504 \times 10^{-23}$ J/K.

«Los átomos no son reales.»

— Friedrich Wilhelm Ostwald.

La trágica historia del suicidio de Boltzmann en 1906 puede comprenderse por la mala fortuna de este al elegir a sus protectores. A Mach le siguió en Alemania el prestigioso químico y también filósofo letón Friedrich Wilhelm Ostwald, que recibiría el premio Nobel de Química en 1909 por sus investigaciones sobre la catálisis, y que se opuso durante casi toda su vida de forma tajante a la existencia atómica.

EL MOVIMIENTO BROWNIANO: LA PRUEBA DE LA EXISTENCIA DEL ÁTOMO

Resulta sorprendente que una de las observaciones más importantes del siglo XIX —y que terminaría por revelar la primera prueba fidedigna de la existencia molecular—, no fuera hecha por un químico —ni tampoco por un físico—, sino por un botánico. En 1827 el escocés Robert Brown había observado pequeños granos de polen suspendidos en agua que se movían de forma constante y aleatoria. Al principio Brown creyó que el polen tenía vida propia, pero más tarde repitió el experimento con otras sustancias inorgánicas —como simplemente polvo—, con los mismos intrigantes resultados. El hoy llamado popularmente en su honor *movimiento browniano* ya había sido descrito de forma similar —aunque en relación con las turbulencias del aire— nada menos que en el año 60 a.C. por el filósofo Lucrecio en su poema *Sobre la naturaleza de las cosas*, en el que divulgó los saberes de los filósofos atomistas Demócrito y Epicuro, que le precedieron:

> Así, el movimiento de los átomos emerge gradualmente de un nivel del sentido, y estos cuerpos que están en movimiento —como vemos en el rayo de sol que arroja luz en lugares oscuros— son movidos por soplos que parecen invisibles.

En 1863 alguien sugirió que tal vez el movimiento se debiera a una acción desigual de un sinnúmero de partículas de agua —moléculas— circundantes, que incidieran desde un lado u otro sobre los granos de polvo o polen. Un pequeño exceso en cualquier dirección de estas partículas incidentes provocaría la agitación. Por tanto, «hay» moléculas.

La descripción matemática del movimiento browniano fue elaborada por el mismísimo Albert Einstein en el primero de sus artículos de su fecundo y prodigioso año de 1905. Según muchos expertos, la descripción de Einstein constituyó la primera demostración física de la teoría atómica: las moléculas formadas por átomos «mueven» de forma perceptible partículas de mucho mayor tamaño, pues una molécula de agua mide aproximadamente 1 nanómetro, y una partícula de polen 1 micrómetro, mil veces más grande.

En dicho trabajo, Einstein, además de realizar el análisis teórico del movimiento, formulaba cómo averiguar el tamaño real de las moléculas de agua a partir de los pequeños movimientos de las partículas que estaban en suspensión. En el año 1908, el físico francés Jean Baptiste Perrin, al que mencionamos en su momento por haber determinado con precisión el número de Avogadro, estudió la forma en que sedimentan estas partículas por la influencia de la gravedad. Esta fuerza de sedimentación —por su peso— se opone al movimiento browniano, y los cálculos de Perrin hacían más sencillos los propuestos por Einstein, de tal forma que el científico francés llegó a calcular el tamaño molecular del agua. Estos trabajos con las llamadas *suspensiones coloidales* le proporcionarían el premio Nobel de Física en 1926, en concreto por sus aportaciones «a la demostración de la discontinuidad de la materia y por el descubrimiento del equilibrio de sedimentación». Como un éxito más del esfuerzo de Perrin, cabe decir que el intransigente Wilhelm Ostwald aceptó por fin,

al final de su vida, la existencia real de las moléculas y, por extensión, de los átomos.

De esta manera los átomos pasaron de ser objeto de hipótesis y naturaleza virtual, a entidades casi palpables. Todavía no se había alcanzado el fin último, detectarlos —y, en su caso, analizar su estructura, si la hubiere—, pero ya en los comienzos del siglo XX los científicos tenían una prueba inequívoca de su existencia real. Todo está compuesto por átomos, empezando por nosotros mismos. Anticipándonos a las explicaciones históricas y técnicas sobre su composición y naturaleza, no está de más ilustrar con imágenes de hoy en día cómo son los átomos.

Todas las cosas están compuestas por átomos. Absolutamente todo. Y los átomos se agrupan en *moléculas* (del latín, *pequeña masa*). Para hacernos una idea de su cantidad, solo en un centímetro cúbico de aire —el tamaño de un dado—, hay cerca de 50 000 billones de moléculas. Cualquier extrapolación de este volumen —a nuestro cuerpo, a nuestra ciudad, a nuestro planeta— es abrumadora. También lo es a escala cósmica.

La otra propiedad fundamental de los átomos es su inmutabilidad. Hoy sabemos que son extremadamente longevos, con excepción de los elementos más pesados —inestables—, o los radiactivos. Pero los átomos más comunes, como los que componen nuestro organismo, pueden mantenerse intactos durante 10^{35} años. Y pasar de un portador a otro sin inmutarse. En cierta manera, es una forma de reencarnación como otra cualquiera. Aunque a una escala minúscula.

Pero lo realmente minúsculo de un átomo es su masa y su tamaño. De la primera ya hemos hablado. Como ejemplo ilustrativo, digamos que un átomo de carbono pesa unos $1,66 \times 10^{-27}$ kg. Su tamaño es, dentro de lo pequeño, muy variable. Veremos que básicamente el átomo está vacío, y su núcleo tiene el tamaño relativo de una manzana comparado con toda la Tierra. Pero por poner números, podemos estimar el radio del núcleo atómico en una cifra entre 0,3-3 angstroms (1 angstrom $= 10^{-10}$ metros). Tendríamos que dividir un milímetro mil veces. Y cada parte de esas mil nuevamente por mil. Y esa mínima parte, nuevamente por diez. Ese sería el tamaño de nuestro núcleo.

MENDELÉYEV: LA ORDENACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Unas décadas antes del comienzo del siglo xx, un extravagante químico ruso, de nombre Dmitri Ivánovich Mendeléyev, dio a co-

DMITRI IVÁNOVICH MENDELÉYEV



Dmitri Mendeléyev (1834-1907) nació en una pequeña ciudad siberiana en el seno de una numerosa familia. Era el hijo menor, y sentía especial devoción por la entereza de su madre, que se encargó del negocio familiar de fabricación de cristal. Al quemarse la fábrica, su madre gastó los ahorros en llevar a Mendeléyev a la universidad. No pudo ser Moscú, sino que fue en San Petersburgo, donde a los veintitrés años ya era catedrático de química. Como tantos otros químicos de su época, asistió al primer Congreso de Karlsruhe, y quedó impresionado con los trabajos de Cannizzaro acerca del peso atómico de los elementos. En 1869 publicó *Principios de química*, que contenía la famosa tabla periódica de los elementos. Posteriormente, viajó a Estados Unidos para estudiar las formas de extracción del petróleo. Con los años comenzaron los honores y distinciones, como los doctorados *honoris causa* en Oxford y Cambridge. Viajero infatigable, en 1902 visitó en París al matrimonio Curie, pero nunca admitió la radiactividad. Para él era simplemente energía, una propiedad de algunos átomos, que seguían siendo indivisibles.

La tabla periódica

La célebre tabla periódica de 1869 estaba basada en las propiedades que aparecen en los elementos de forma regular, desde los más ligeros (el hidrógeno) a los más pesados (el uranio). Al construir la tabla, aparecieron huecos que Mendeléyev pronosticó con los prefijos «eka», «dvi» y «tri» según fuera su distancia al último elemento conocido en su mismo grupo. Así, el germanio fue llamado «ekasilicio» hasta su descubrimiento en 1886, y el renio, «dvimanganeso» hasta 1926. Los más conocidos fueron el «ekaboron» (escandio), «ekaluminio» (galio), «ekamanganeso» (tecnecio) y el mencionado germanio. Sus nombres se deben, obviamente, a cuestiones políticas.

nocer un ímprobo trabajo con los elementos atómicos conocidos: su ordenación.

En 1869, Mendeléyev aunó las dos características fundamentales de los átomos: su masa atómica y sus propiedades químicas de combinación. A partir de esta fusión, construyó una tabla —su famosísima tabla periódica de los elementos— en la que dispuso en las hileras horizontales elementos «por períodos» y en las columnas verticales elementos «por grupos» —en denominación actual aproximada podríamos clasificarlos como sigue: alcalinos, alcalino-térreos, metales, incluyendo lantánidos y actínidos, metales de transición, semimetales, no metales, halógenos y gases nobles—. Así, por ejemplo, helio, neón y argón son gases inertes situados en la misma columna, y en horizontal las masas atómicas —aún no se había diferenciado que eran resultado de la suma de protones y neutrones en su núcleo— seguían un orden ascendente.

En los años en que Mendeléyev construyó su tabla, el número de átomos diferentes conocido era de 63. Pero Mendeléyev dispuso en la tabla numerosos huecos, que presumiblemente correspondían a elementos que «debían existir». Únicamente hacía falta encontrarlos. Algunos tan importantes como el helio no fueron descubiertos en la Tierra hasta 1895, pero se conocía de su existencia anteriormente a partir de los análisis espectroscópicos realizados durante un eclipse solar —en el año 1868 el francés Pierre Jansen descubrió una línea espectral amarilla durante un eclipse solar, que supuso correspondía a un nuevo elemento—; por ese motivo, el helio recibe su nombre de Helios, el dios Sol. El número total de elementos en la actualidad es de 118, aunque a partir del 104 (rutherfordio) son sintetizados. Los últimos, de momento, son el livermorio (116), ununseptio (117) y ununoctio (118), presumiblemente un gas noble, de masa atómica 294 y del que solamente han podido obtenerse unos cuatro átomos desde el año 2002.

El conjunto de átomos diferentes es, pues, finito. O casi. Una mezcla de criterios de estabilidad, especulación e, incluso, de prestigio físico-químico de algunos famosos laboratorios impide saber dónde está el límite.

LA RADIACTIVIDAD

Pero a punto de entrar en el siglo XX, se produjo una sorpresa atómica más. Corría el año 1896 en París, y Henri Becquerel (1852-1908) descubrió accidentalmente la radiactividad. Dejó en un cajón sales de uranio sobre una placa fotográfica, que apareció ennegrecida como si hubiera recibido luz. Gracias a su descu-

LA RADIACTIVIDAD NATURAL

El descubrimiento de la radiactividad natural se data en 1896, fecha en la que Henri Becquerel descubrió que ciertas sales de uranio, en concreto $K_2UO_2(SO_4)_2$, impresionaron accidentalmente unas placas fotográficas. Pensó que algún tipo de radiación, similar a los rayos X, descubiertos un año antes por Röntgen, provenía de las sales. Becqueral propuso a sus colaboradores estudiar este inusual fenómeno. Pierre y Marie Curie descubrieron que el uranio no era el único elemento que tenía propiedades radiactivas: había también otros elementos, que lograron aislar del mineral principal, la pechblenda. Así obtuvieron torio, polonio y, finalmente, el radio. Los isótopos de estos elementos son inestables, emitiendo en la mayor parte de los casos partículas α, que Ernest Rutherford más tarde identificaría como núcleos de helio. Así, el elemento más abundante, y también el menos inestable, el uranio-238, emite espontáneamente partículas α hasta llegar a convertirse en un isótopo estable, en este caso el plomo-206. Para ello atraviesa una serie de estados y elementos intermedios (hasta 18), proceso que recibe el nombre de *cadena de decaimiento nuclear.*

El proceso de fisión

Años más tarde se descubriría que otro isótopo, el U-235, podía fisionarse en dos o tres fragmentos por la acción de neutrones térmicos con gran disipación de energía, lo que constituiría la base del funcionamiento de reactores y bombas nucleares. Como ejemplo de estas transformaciones nucleares podemos nombrar el isótopo U-238. Al absorber un neutrón (U-239) emite radiación β (electrones) pasando por Np-239 y Pu-239. Este último fue el material fisionado en la primera bomba atómica probada en Nuevo México en 1945. La radiactividad natural —y más tarde la artificial, propiciada por el bombardeo de núcleos atómicos con neutrones o núcleos de helio, por ejemplo—, es la excepción a la regla de Dalton de la indivisibilidad e inmutabilidad atómica.

ERNEST RUTHERFORD



Rutherford era hijo de un carpintero escocés y una maestra inglesa que habían emigrado a Nueva Zelanda. Pronto destacó en su juventud por dos cosas: su enorme talento para los estudios de ciencias, y su fuerza para jugar al rugby. Lo segundo estaba más valorado que lo primero, pero aun así prefirió luchar por la única beca que se concedía para estudiar matemáticas. Ya en Gran Bretaña, continuó sus estudios en los famosos Laboratorios Cavendish de Cambridge, siendo su tutor Joseph J. Thomson, el descubridor del electrón. En apenas tres años conseguiría una cátedra en la Universidad McGill de Montreal, en Canadá. Allí centró sus trabajos en la radiactividad de Becquerel y Curie, e identificó dos tipos de radiaciones, una menos penetrante que la otra (alfa y beta, respectivamente). Con su alumno, el joven químico Frederick Soddy (1877-1956), descubrió que la radiación del uranio y el torio está acompañada por una desintegración atómica. El revuelo entre la comunidad científica fue notable. Los átomos no eran indestructibles. Rutherford descubrió que la energía térmica en la desintegración nuclear era enorme, del orden de cien mil veces mayor que el de una reacción química. Postuló que quizá el Sol fuese un horno nuclear.

De nuevo en Gran Bretaña

En 1907 volvió a Gran Bretaña, a Mánchester, donde trabajó con Hans Geiger (y donde fue miembro de la Lit & Phil de John Dalton). Inventó con él un contador de partículas alfa y estimaron el famoso número de Avogadro. En 1908 ya sabía que las alfas eran núcleos de helio, y con ellas bombardeó láminas de oro: algunas partículas se desviaban más de 90 grados. Había encontrado el núcleo atómico. Poco después, identificó el protón al bombardear nitrógeno. De vuelta en Cambridge para ocupar el puesto de su viejo maestro, Thomson, dirigió los trabajos de Chadwick —que descubrió el neutrón—, Niels Bohr y Robert Oppenheimer, a la postre director científico del Proyecto Manhattan, que desarrollaría la primera bomba atómica en el laboratorio de Los Álamos, en Estados Unidos. Rutherford, que fue profesor de hasta nueve premios Nobel, recibió infinidad de distinciones —el propio y temprano Nobel en Química en 1908—, pero sin duda su mayor honor es estar inhumado junto a Isaac Newton y lord Kelvin en la abadía de Westminster.

brimiento de la radiactividad espontánea, en 1903 compartió el Nobel de Física con el matrimonio Curie. Becquerel trasladó su hallazgo a una joven estudiante polaca, Marie Curie (1867-1934), que, junto con su marido Pierre, encontró que este fenómeno también se producía en otros minerales que contenían uranio o torio, y más tarde en otros dos nuevos elementos que descubrió: el polonio y el radio. Marie Curie descubrió que estos minerales —y sus elementos constituyentes— desprendían de forma constante ingentes cantidades de energía, sin cambiar su tamaño o peso de forma apreciable. Lo que no sabían los Curie —y Einstein lo desvelaría años más tarde— era que la masa se estaba transformando en energía. El descubrimiento de la radiactividad natural echaba por tierra uno de los principales postulados de nuestro estimado John Dalton: los átomos no son inmutables. Al menos, por lo que respectaba a unos pocos de ellos.

Los descubrimientos del matrimonio Curie atrajeron la curiosidad de otros científicos, de los que sin duda el más genial de todos ellos fue Ernest Rutherford, nacido en Nueva Zelanda, pero que muy pronto se trasladó a Cambridge, a los prestigiosos Laboratorios Cavendish, donde trabajaría a partir de 1895 junto a Joseph John Thomson (1856-1940), a la sazón descubridor del electrón, partícula constituyente del átomo del que no tardaremos en hablar. Rutherford se hizo famoso por sus estudios de los rayos X, o «radiaciones ionizantes», descubiertos en 1895 por el físico Wilhelm Conrad Röntgen utilizando «tubos de Crookes» con los que casi al mismo tiempo se descubrió el electrón, y también estudió los efectos de los rayos X sobre los gases —Thomson y Rutherford descubrieron que era posible ionizar el aire con los rayos X, produciendo partículas positivas y negativas, que se recombinaban en átomos neutros—. Así que a Rutherford le ofrecieron, con tan solo veintisiete años (1898), una cátedra en Montreal. Allí se encontró con Frederick Soddy. Y juntos comprobaron que los elementos radiactivos catalogados por el matrimonio Curie se transformaban en otros diferentes, emitiendo además distintas radiaciones. Un átomo de uranio podía transformarse en uno de plomo, o en rodio, y este producir helio. Otro de los postulados grabados a fuego por John Dalton se venía abajo en el mundo de la física: algunos áto-

mos podían transformarse en otros. Dicho de otra forma, la alquimia no era una quimera. Aunque este tipo de transformaciones alquímicas era ciertamente arriesgado para quien lo practicaba. Los efectos de la radiactividad descontrolada sobre el cuerpo humano son sobradamente conocidos por perniciosos. Por ejemplo, Marie Curie murió de leucemia en 1934, tras años de estar sometida diariamente a distintas dosis de radiación. Tan duradera es la misma, que hasta hoy en día las pertenencias, libros y documentos del matrimonio Curie se guardan en cajas de plomo.

LA PRIMERA PARTÍCULA SUBATÓMICA

Mendeléyev había descubierto la periodicidad de los elementos atómicos basándose en sus propiedades similares, pero no sabía los motivos. Simplemente, podían clasificarse por semejanza. Para encontrar una explicación no bastaba con la química. Hubo que recurrir a la física y, más concretamente, a la todavía enigmática electricidad.

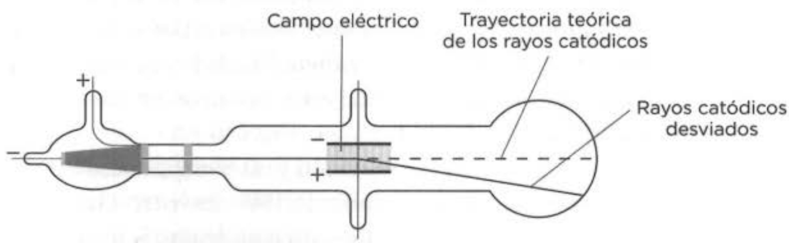
Uno de los precursores de las investigaciones en este campo fue Michael Faraday, el querido discípulo de sir Humphry Davy —cuyo puesto en la Royal Society heredaría a su muerte— y, por tanto, coetáneo de John Dalton. Faraday, aunque no era muy ducho con las matemáticas, tenía una singular capacidad para idear experimentos más allá de lo imaginable. Uno de ellos consistía en enviar una descarga eléctrica a través del vacío y ver qué pasaba. No observó nada porque su tubo de vacío no era lo suficientemente bueno. Pero sí el de un físico alemán, Heinrich Geissler (1814-1879). En 1854 observó que en el electrodo positivo, o ánodo, aparecía un intrigante resplandor verde. Dado que el tubo estaba vacío, algo tenía que haberse desprendido del electrodo negativo, o cátodo. Un poco más tarde, en 1876, el alemán Eugen Goldstein sugirió que lo sucedido entre los electrodos distantes no era otra cosa que una «radiación de rayos catódicos».

Había dos posibles soluciones al enigma. La primera, suponer que estos rayos no eran otra cosa que una simple radiación

electromagnética. La segunda, propuesta por el inglés William Crookes (1832-1919), que se trataba de una corriente de partículas invisibles. Crookes aplicó un imán al tubo... y los rayos catódicos se desviaron. Para zanjar de forma definitiva la cuestión de los misteriosos rayos catódicos hubo que esperar a 1897, fecha en la que el ya mencionado Joseph John Thomson demostró que estos rayos no solo se desviaban con los campos magnéticos, sino también por cargas eléctricas. En esa fecha, las únicas partículas

EL ELECTRÓN

El electrón fue la primera partícula constituyente del átomo en ser identificada, y lo fue como consecuencia de la investigación con tubos de rayos catódicos. En estos tubos se realizaba el vacío, y se aplicaba un alto voltaje entre dos electrodos metálicos en su interior. El inglés Joseph John Thomson comprobó en 1897 que al producirse la descarga aparecía una fluorescencia en la pared frente al cátodo (negativo), por lo que se suponía que eran producto de rayos que provenían de este (de ahí *catódicos*). Pero también comprobó que era algo diferente a la radiación electromagnética común, pues se propagaban en línea recta, aunque se desviaban por un campo magnético o eléctrico, por lo que tenían carga eléctrica, tenían masa —hacían girar unas aspas— y eran universales, ya que no cambiaba su comportamiento corpuscular aunque se cambiara el gas del tubo o el tipo de electrodos. Thomson determinó que la masa de estos nuevos «corpúsculos» era 1/1 000 la del átomo de hidrógeno y que, posiblemente, eran parte de esos átomos. Para explicar la carga neutra del átomo, Thomson sugirió que los corpúsculos —que más tarde se denominarían *electrones*, considerando la sugerencia previa de George Stoney de 1894— estarían distribuidos en una capa o mar de carga sobre la gran masa positiva. Era el primer modelo atómico que subdividía el átomo indivisible de John Dalton.



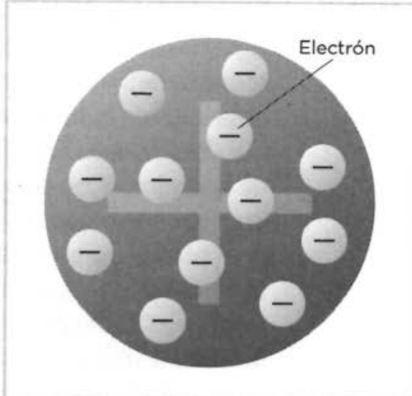
Experimento de Thomson con tubo de rayos catódicos.

cargadas conocidas eran los gases ionizados de Rutherford. Pero si los rayos catódicos eran iones, tendrían que ser o bien muy ligeros —del orden de mil veces respecto al átomo de hidrógeno—, o bien tener una carga enormemente elevada para desviarse de esa forma. La primera explicación era la más convincente, y se ajustaba a los resultados de otros experimentos eléctricos: la corriente eléctrica era transportada por diminutas partículas, los *electrones*. Thomson también demostró que las partículas de carga eléctrica negativa emitidas por una placa metálica sobre la que incide una radiación de alta energía —el famoso *efecto fotoeléctrico*, que sería explicado teóricamente en el año mágico de Einstein de 1905— eran idénticas a los rayos catódicos.

Este comportamiento de los electrones llevó a la conclusión de que, efectivamente, eran una parte de los átomos. Que su masa era solo 1/1837 la del átomo de hidrógeno. Y que, puesto que los electrones se podían separar «fácilmente» de los átomos —bien por efectos eléctricos o con altas energías—, era lógico pensar que estarían situados «en el exterior» del propio átomo. Todo venía encadenado. Si el átomo era en conjunto neutro, y en su corteza tenía una carga negativa, en el interior tendría que haber una positiva para equilibrarlo. Además, podían explicar algunos de los misterios de la tabla periódica, sobre todo la clasificación de los elementos por sus propiedades y afinidades para formar moléculas con otros elementos. La carga eléctrica podía dar explicaciones a muchas cosas, y una de las más importantes era que los elementos —los átomos— debían su número atómico al número de electrones que tenían en su estado estable. Al final, todas estas cosas y más condujeron a unos cuantos premios Nobel en Estocolmo. Por no cansar al lector, en 1906 Thomson recibió el nobel de Física por el descubrimiento del electrón. Y, por supuesto, Albert Einstein en 1921 por la explicación del efecto fotoeléctrico, y no, como se cree erróneamente, por su teoría de la relatividad.

El descubrimiento del electrón y su identificación como partícula constituyente del átomo hacia 1900 fue otro duro golpe para la teoría daltoniana. Ya no era solo que algunos átomos pesados produjeran de forma espontánea radiactividad —pudiéndose transformar en otros elementos más ligeros—, sino que todos

los átomos, sin excepción, estaban compuestos por partículas más pequeñas. No eran entidades individuales ni indivisibles. Y sin embargo, el concepto atómico concebido por John Dalton cien años antes seguía funcionando igualmente bien para la inmensa mayoría de reacciones químicas.



Esquema del modelo de Thomson (1904): compuesto por electrones uniformemente distribuidos en la corteza de dicho átomo (de carga positiva), con resultado eléctricamente neutro.

El primer «modelo atómico» como tal fue propuesto por el propio Thomson, y en él podemos imaginarnos una especie de pastel —sólido dotado de una única gran carga eléctrica positiva—, en cuya superficie se encontrarían dispersos los electrones, de carga negativa, que la compensarían (veáse la figura).

LA PARTÍCULA POSITIVA

Este modelo simplificado tenía varios problemas. El primero, que no el menor, era que no podía explicar la radiactividad. Ernest Rutherford había comprobado que los elementos pesados de Becquerel y los Curie emitían hasta tres tipos diferentes de radiaciones. Para no complicarse mucho la vida, las denominó *alfa*, *beta* y *gamma*. Rutherford comprobó que las partículas beta eran los electrones, y hasta ahí todo estaba en orden. Pero las misteriosas partículas alfa también interactuaban eléctricamente, aunque en sentido inverso a las beta. Por tanto, su carga debía de ser positiva. Además, se desviaban mucho menos, por lo que tenían que ser mucho más pesadas que los propios electrones. Rutherford calculó que esta masa-alfa era cuatro veces la del átomo de hidrógeno.

Para solucionar el embrollo, en el año 1908 Rutherford aisló las partículas alfa. Para ello colocó material radiactivo en un recipiente de vidrio fino, rodeado por otro más grueso. Las partículas alfa solo pudieron atravesar la primera barrera. Una vez aisladas,

les aplicó una descarga eléctrica. Y entonces aparecieron las líneas espectrales del helio. Rutherford sabía entonces que una de las misteriosas radiaciones eran partículas positivas de helio —el segundo elemento de la tabla periódica—, su mismo núcleo atómico.

Ese mismo año de 1908 Rutherford recibió el premio Nobel de Química. Y no sin disgusto, no tanto por el premio, sino por la materia. Pero quizá el experimento más trascendente de Rutherford tuvo lugar entre 1910 y 1911. Con ayuda de su alumno alemán Hans Geiger —más conocido por haber sido el inventor del contador de partículas de radiación que lleva su nombre— disparó átomos de helio ionizados —las partículas alfa— contra una fina lámina de oro. Para su sorpresa, y la del resto del mundo, en las placas fotográficas encontraron trazas de que algunas partículas habían rebotado. Era algo semejante al efecto que produciría una ráfaga de disparos contra un papel, con el resultado de que alguna bala no había sido capaz de atravesarlo. La conclusión era que el átomo estaba prácticamente vacío, pero había algo muy denso —el núcleo— en la parte más interna.

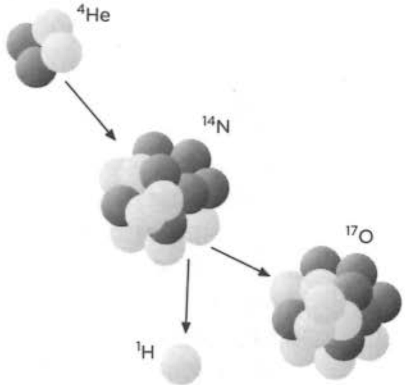
En 1918 los historiadores acreditan también a Rutherford la paternidad del «protón» («lo primero»), la subpartícula atómica positiva, aunque su descubrimiento quizá se debería atribuir, al menos parcialmente, al físico alemán Eugene Goldstein (1850-1930). Goldstein había realizado en 1886 un experimento similar al de Thomson, pero con un cátodo perforado, detectando una partícula de masa similar al átomo de hidrógeno pero con carga positiva, a la que supuso entonces un mero ión.

Rutherford en su propio experimento bombardeó nitrógeno con partículas alfa, observando restos de centelleo que no podían provenir de otra parte sino del propio nitrógeno. Esta reacción está considerada como la primera transmutación de la materia realizada de forma artificial, a diferencia de la radiactividad natural. Podemos formularla modernamente como una reacción física en la siguiente forma:

$$^{4}\mathrm{He} + {}^{14}\mathrm{N} \rightarrow {}^{17}\mathrm{O} + {}^{1}\mathrm{H},$$

donde los superíndices indican la masa atómica. De izquierda a derecha, un núcleo de helio (2 protones y 2 neutrones) interac-

EL PROTÓN



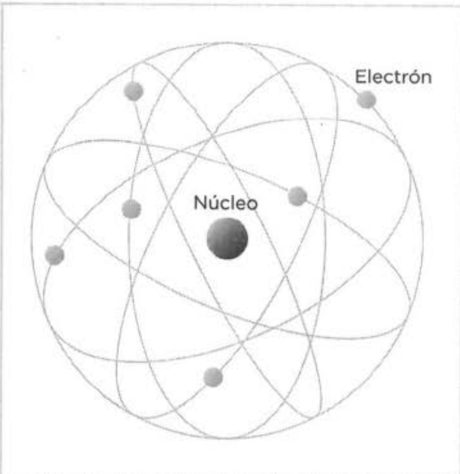
La primera transformación atómica de la historia consistió en convertir átomos de nitrógeno en oxígeno según la reacción: $^{4}He + ^{14}N \rightarrow ^{17}O + ^{1}H$.

El protón fue descubierto —o, más bien, identificado— por Ernest Rutherford en 1920 como consecuencia de sus experimentos con los núcleos de helio, las previamente determinadas *partículas alfa* (α) obtenidas por radiactividad natural. En realidad, Rutherford aisló el núcleo del hidrógeno, que está formado por un solo protón en su isótopo más abundante en la naturaleza. En este experimento se realizó la primera transformación atómica de la historia, convirtiendo átomos de nitrógeno en oxígeno. Rutherford identificó los núcleos de hidrógeno en los productos de la reacción. Y supuso, como muchos años antes había postulado el químico inglés William Prout (1785-1850), que el hidrógeno podía ser el elemento o partícula fundamental, a partir de la cual se forman el resto de los átomos. Aunque esto no es realmente así, Rutherford propuso el nombre de *protón* para esta partícula, que toma el doble sentido de *proto* (lo primero, en griego) y del propio apellido Prout.

ciona con uno de nitrógeno (7 protones y 7 neutrones) para obtenerse un núcleo de oxígeno-17 (un «isótopo», con sus 8 protones pero 9 neutrones) y un núcleo de hidrógeno (un protón). Tal vez, la primera reacción realmente alquímica de la historia.

UNA PARTÍCULA SIN CARGA

El modelo atómico de Rutherford (véase la figura de la página siguiente), con sus electrones en la corteza y sus protones en el denso núcleo, planteaba a los físicos un problema sin salida. Con-



Esquema del modelo de Rutherford (1911).

tradecía las leyes del electromagnetismo descritas por James Clerk Maxwell, leyes fehacientemente comprobadas en multitud de experimentos. Según Maxwell, una carga eléctrica en movimiento —el electrón en nuestro caso— debe radiar energía constantemente. Se supone que esta pérdida de energía lo haría caer sobre el núcleo, y todo el entramado se vendría abajo. Además, los protones, con la misma carga positiva, tendrían que repelerse, y no permanecer unidos en un espacio tan pequeño en el centro del átomo.

Empezaba a entreverse el problema esencial: el mundo de lo más pequeño no tiene por qué comportarse como el mundo de

EL NEUTRÓN

La existencia del neutrón se postuló teóricamente antes de ser finalmente descubierto por James Chadwick (1891-1974) en 1932. Ya en 1920, y tras haber encontrado los protones, el propio Rutherford consideró que el núcleo no podía estar formado solo por estos, ya que la masa atómica total no encajaba con los números. Esta disparidad —que miraba hacia atrás, a los propios cálculos experimentales de John Dalton— era el argumento principal que había hecho fracasar las hipótesis (también atómicas) de William Prout. Además, de alguna forma los protones cargados positivamente se mantenían unidos en el denso núcleo, en clara contradicción con las fuerzas eléctricas



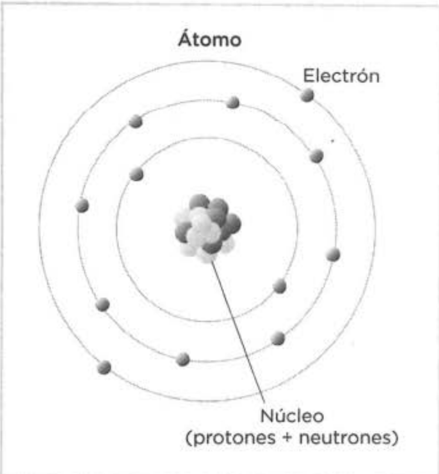
James Chadwick en 1935.

lo más grande. Rutherford pensó muchos años sobre esos temas, y postuló la hipótesis de que la carga positiva de los protones tendría que estar compensada, o más bien «neutralizada», por otras partículas. Ya en la descripción de la obtención de un protón a partir del nitrógeno hemos introducido necesariamente el concepto de *neutrón*.

Uno de sus discípulos, el físico inglés James Chadwick, se puso a la tarea de localizar esos *neutrones*, consiguiéndolo finalmente, tras once años de búsqueda, en 1932. El neutrón se reveló como una herramienta fundamental en la fisión o descomposición nuclear, ya que carece de carga eléctrica y, por tanto, no interactúa hasta penetrar en los núcleos de los átomos más pesados. Chadwick recibió el Nobel de Física en 1935 y allanó, a su pesar, el camino hacia la creación de la bomba atómica. Al respecto de ello, escribiría: «Entonces me di cuenta de que la bomba atómica no solo era posible, sino inevitable. Tomar somníferos fue el único remedio».

repulsivas. Tenía que existir una partícula de masa similar al protón, pero eléctricamente neutra. En 1931 el físico alemán Walther Bothe (1891-1957) encontró lo que parecía una radiación γ —pero de mucha mayor energía y penetración—, bombardeando partículas α en ciertos elementos ligeros, como litio o berilio. La propia hija de los Curie, Irène Joliot Curie (1897-1956), comprobó que si esta nueva radiación incidía en algunos compuestos hidrogenados, se producían protones altamente energéticos. Finalmente, el mencionado James Chadwick descartó la hipótesis energética por la corpuscular, sugiriendo la existencia de partículas sin carga y masa similar a la del protón, tal y como Rutherford había sospechado: los neutrones.

La bomba atómica
Los neutrones «libres» son inestables y tienen un tiempo de vida medio relativamente corto de diez minutos. Pero a diferencia de las partículas α, no interactúan eléctricamente, por lo que no son repelidos por los núcleos atómicos. Se facilitan así los procesos de fisión, como en el U-235, el principal componente de la bomba atómica de Hiroshima. Chadwick, que participaría en el Proyecto Manhattan, renegaría de por vida de los horrores de su descubrimiento.



Visión moderna de la estructura básica del átomo.

Es momento de resumir como es la estructura básica del átomo tal y como la conocemos hoy (véase la figura). Un átomo está compuesto de tres partículas elementales: protones, de carga eléctrica positiva, electrones, de carga eléctrica negativa, y finalmente neutrones, que no tienen carga eléctrica alguna pero son similares en masa a los protones. Como estos, y junto con ellos, se arraciman en el núcleo formando un conjunto muy compacto, mientras que los electrones orbitan a grandes distancias relativas. El término *orbitar* aplicado a los electrones no es muy preciso, incluso podemos decir que completamente falso, puesto que no giran en torno al núcleo en órbita alguna según nuestra imagen newtoniana. Para paliar este error pero a la vez mantener esa idea «giratoria» de los electrones, se creó el término *orbital*, para designar sus posibles ubicaciones. Aunque de esto hablaremos muy brevemente después.

La identidad química de un átomo la proporcionan los protones. Los electrones proporcionan su número atómico. Un elemento «neutro» tendrá el mismo número de ambos. Si pierde algún o algunos de los electrones de su corteza, el átomo se denominará *ión*.

«Los protones dan al átomo su identidad, los electrones su personalidad.»

— Bill Bryson, *Una breve historia de casi todo (2003).*

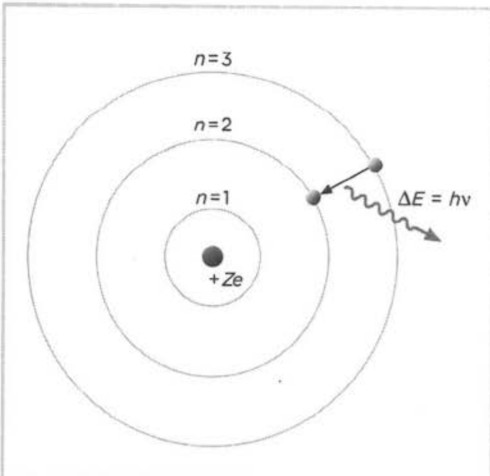
Los neutrones no influyen en la identidad mencionada, pero hacen variar la masa atómica total. Normalmente, el número de neutrones es igual al de protones, pero un átomo puede tener algunos neutrones de más o de menos. Son los llamados *isótopos*. Por ejemplo, el carbono-12, el elemento usado como referencia

hoy en día, tiene 6 protones y 6 neutrones. Pero el carbono-14, famosísimo por su utilidad en las dataciones arqueológicas, tiene dos neutrones más de la cuenta. Una notable excepción es el átomo de hidrógeno, cuyo núcleo solo tiene un protón. Por tanto, su masa atómica relativa relacionada con el carbono-12 es 1/12, aproximadamente. Pero también existen los isótopos del hidrógeno: el deuterio —con un protón y un neutrón, que sería lo más lógico—, y el tritio —con un protón y dos neutrones—. Existen de forma natural, pero su abundancia es solo de uno cada 6500 átomos de hidrógeno en el caso del deuterio y mucho menor aun en el caso del tritio que, por otra parte, es radiactivo.

El núcleo del átomo es muy pequeño. Antes ya mencionamos una aproximación, que podemos remarcar ahora. De todo el volumen de un átomo, solo una parte entre mil, dividiendo esa parte un millón de veces, y esa millonésima otro millón, está ocupada por el núcleo. Sin embargo, casi toda la masa está concentrada allí. Hay infinidad de ilustraciones de semejanzas con el mundo real, una de las más conocidas es la de la pelota de tenis comparada con el tamaño de la Tierra, o la del mosquito comparado con una catedral. Aunque hay un lógico margen de error en esos símiles, queda claro que el núcleo atómico es muy, muy pequeño. Y enormemente denso.

LA MECÁNICA CUÁNTICA

Los electrones —y su posición en la corteza atómica— eran un problema irresoluble para Rutherford en 1910. ¿Por qué no se caían sobre el núcleo? Uno de sus discípulos, el danés Niels Bohr, propuso entonces una nueva teoría. Bohr sabía que elementos como el hidrógeno solo emitían energía a ciertas longitudes de onda —su espectro electromagnético—, pero no la razón. En aquellos años, también eran bien conocidos los trabajos tanto del alemán Max Planck (1858-1947), como los mencionados del efecto fotoeléctrico de Einstein. En ellos se establecía básicamente que la energía está *cuantizada*. Es decir, la radiación electromagnética es absorbida



Modelo de Böhr (1913): los electrones solo giran en órbitas discretas, estando el paso de una a otra órbita cuantizado energéticamente.

o emitida por la materia en forma de «cuantos» de luz o fotones mediante una constante estadística. La energía de un «cuanto» o fotón depende de la frecuencia de radiación, en la forma: $E = h\nu$, donde ν es la frecuencia del fotón y h la constante de Planck (igual a $6{,}62 \times 10^{-34}$ julios por segundo).

A partir de esas premisas, Bohr postuló lo siguiente: cada órbita electrónica tiene una energía asociada, cuanto más externa sea, mayor energía tendrá; los electrones no radian energía —luz— mientras estén en órbitas estables y, finalmente, los electrones pueden saltar de unas órbitas discretas a otras. Según lo hagan a órbitas externas o internas absorberán o perderán energía en forma de radiación electromagnética —luz—. Pero no son admisibles órbitas intermedias. Por este modelo atómico Bohr (veáse la figura) recibió el Nobel de Física solo un año después que Einstein, en 1922.

No todo estaba resuelto, ni mucho menos. Aunque Bohr parecía haber acertado con su predicción de órbitas estables —al menos para el hidrógeno—, no pudo explicar el porqué. Además, el electrón se empeñaba en hacer cosas muy raras. Al igual que la luz —el fotón—, según fuera el experimento en el que intervenía podía comportarse bien como una partícula —o corpúsculo—, o bien como una onda. Esta singularidad ya había sido puesta de manifiesto en 1924 por el físico Louis-Victor de Broglie (1892-1987), un noble francés que terminó recibiendo el premio Nobel por este descubrimiento en 1929. En esta época gloriosa de la física —la física cuántica— no quedó casi ningún científico sin ser justamente premiado.

Con estas premisas, fue el austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961) quien introdujo algunos cambios radicales en el concepto de núcleo atómico de Rutherford y Bohr. Ya no consideraba los electrones como partículas, sino como ondas. Por tanto, les aso-

NIELS HENRIK DAVID BOHR



Niels Bohr (1885-1962) nació, creció, estudió y se doctoró en Copenhague. Tras finalizar sus primeros estudios, se reunió con Rutherford en la ciudad de Mánchester. Posteriormente regresó a Dinamarca hasta que, en 1943, se vio obligado a huir a Suecia para evitar ser arrestado por las tropas nazis. No en vano sus padres pertenecían a una adinerada familia judía. De allí emigró a Estados Unidos para trabajar con Julius Robert Oppenheimer (1904-1967), físico estadounidense que dirigía el Proyecto Manhattan, cuya finalidad era obtener la bomba atómica. A diferencia del primero, renegó abiertamente del uso militar de la fisión nuclear, convirtiéndose al terminar el conflicto internacional en uno de los más firmes defensores del desarme nuclear. Fue premio Nobel de Física en 1922, y su hijo Aage igualmente alcanzó este galardón en 1975.

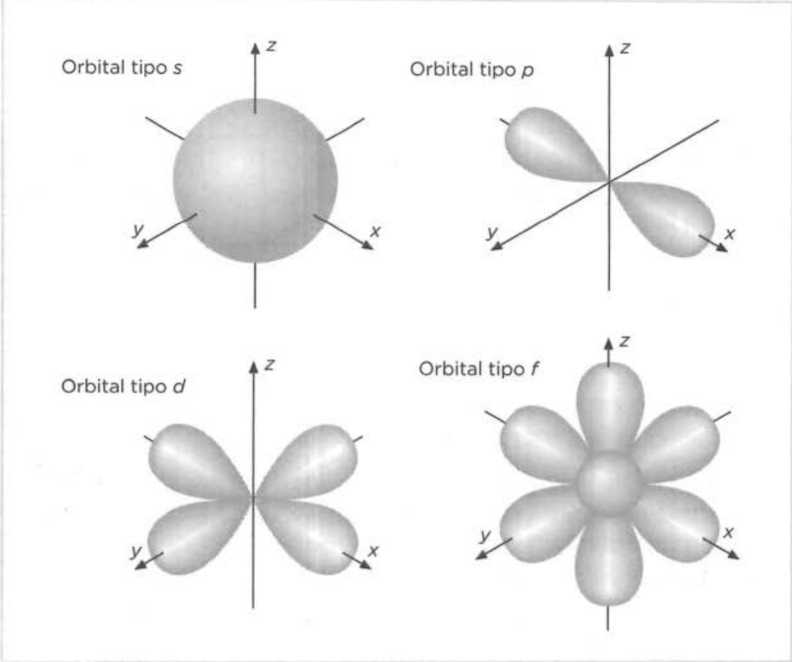
Modelo atómico de Bohr

En 1913 formuló su propio modelo atómico, modificando el inestable de Rutherford. Se basa en tres postulados principales:

- Los electrones describen órbitas circulares en torno al núcleo sin radiar energía, al equilibrarse la fuerza coulombiana y la centrífuga.
- No todas las órbitas están permitidas en el electrón, solo aquellas en las que el momento angular del mismo sea múltiplo entero de la constante de Planck.
- El electrón solo emite o absorbe energía al pasar de una órbita permitida a otra. Esta energía (fotón) seguirá la ley de Planck: $E=hv$.

La principal idea de Niels Bohr fue cuantizar las órbitas de energía observando las líneas del espectro del hidrógeno. La órbita de menor radio del átomo más ligero, el hidrógeno con un solo protón, es también la de menor energía, y recibe el nombre de *órbita de Bohr* en su honor. Su valor es de unos 0,529 angstroms.

Modelo de Schrödinger (1924): los electrones son considerados como ondas, por lo que solo es posible saber su «distribución de probabilidad» (orbitales) con una posición y cantidad de movimientos conocidos limitada por el principio de incertidumbre.



ció una función de onda, de la que extrajo la «probabilidad de presencia» de un electrón en un determinado lugar. A esta zona de probabilidad la llamará *orbital*, para seguir manteniendo la coherencia con los modelos previos. La imagen gráfica del electrón ya no será más la de una partícula girando en torno al núcleo, sino la de una nube «en la que podría estar» el mismo electrón. Este modelo probabilístico (véase la figura) sería ordenado por el alemán Werner Karl Heisenberg (1901-1976), tal vez el padre principal de la entonces emergente teoría de la mecánica cuántica.

Heisenberg introdujo en todo el problema atómico un principio más, que resultaba chocante a los ojos de todo el mundo: «No es posible determinar de forma simultánea la posición y el momento lineal de una partícula como el electrón». No se trata de un problema experimental, sino de una consecuencia de los propios principios de la mecánica cuántica: el intento de medir una de las dos propiedades perturbaría a la otra.

La mecánica cuántica aumentaría su complejidad hasta límites inaceptables para algunos científicos. Por ejemplo, para Albert Einstein que, aunque había puesto uno de sus cimientos al cuantificar la energía de los fotones junto con Planck, no podía aceptar los conceptos de probabilidad. De ahí su inmortal frase: «La teoría cuántica es algo muy digno de considerar pero, en mi opinión, Dios no juega a los dados».

> «El electrón, hasta que es observado, está al mismo tiempo en todas partes y en ninguna.»
>
> — WERNER HEISENBERG.

Esta singular afirmación, en la que muchos han querido ver una interpretación religiosa —cosa absurda, dado que Einstein no era creyente—, no hace sino remarcar el abismo que se abría entre las teorías físicas para explicar lo muy grande —con las propias teorías gravitatorias y relativistas del mismo Einstein—, con lo muy pequeño, los átomos y la mecánica cuántica. Y ese abismo aún persiste. Ya no solo al tratar el comportamiento de los electrones, sino también cuando se considera el problema de la unión de los protones en el pequeño y densísimo núcleo atómico. Para poder explicar estas uniones, es necesario postular una fuerza —la llamada *fuerza nuclear fuerte*—, 10^{38} veces mayor que la propia fuerza de la gravedad, postulada por Newton, adoptada por Dalton en su teoría atómica de 1808 y, finalmente, convenientemente modificada por Albert Einstein. Esa fuerza nuclear fuerte tiene un radio de acción realmente pequeño —alrededor de 1/100 000 del diámetro de un átomo—, por lo que aunque es capaz de mantener unidos los núcleos compactos de la mayor parte de elementos, no lo consigue con los elementos más pesados que, simplemente, se desintegrarán al no poder contener los protones.

Y ahora, si nos saltamos los nefastos y oprobiosos usos que se le dieron a la fisión atómica al final de la Segunda Guerra Mundial, podemos seguir manteniendo la pregunta: las partículas subatómicas ya identificadas —electrón, protón, neutrón—, ¿siguen admitiendo divisiones?

La respuesta es tan complicada como compleja y, probablemente, quede ya fuera del alcance de un libro como este, dedicado a explicar los trabajos científicos del precursor de la teoría atómica moderna, John Dalton. Sin embargo, no está de más dedicar unas pocas líneas a este asunto llegando como estamos al final de esta obra.

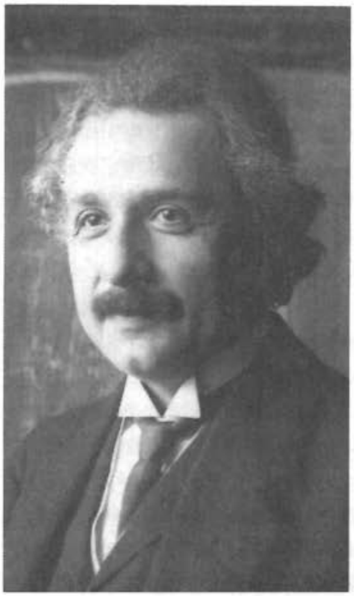
LA DIVISIÓN DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS ELEMENTALES

Tal y como había experimentado Rutherford, los físicos se dieron cuenta de que la mejor forma de saber cuál era la estructura atómica, y las relaciones entre sus partículas, no era otra sino actuar con contundencia. Había que romper átomos y, para ello, eran necesarias grandes energías y nuevos dispositivos. Los precursores de estos métodos fueron los británicos John Douglas Cockcroft (1897-1967) y Ernest Walton (1903-1995), quienes en 1932 produjeron un haz de protones acelerados mediante un dispositivo de alto voltaje. Consiguieron romper átomos de litio-7 y obtener helio. Y compartieron premio Nobel por ello en 1951.

Más conocido que el dispositivo de Cockcroft y Walton es el acelerador de partículas —o «ciclotrón», del que luego derivarían los famosos «sincrotrones»— desarrollado por el estadounidense Ernest Lawrence (1901-1958). La idea básica es acelerar partículas cargadas —normalmente protones, confinados gracias a enormes campos electromagnéticos—, a velocidades cercanas a la de la luz, en un enorme tubo al vacío para hacerlas colisionar con otras partículas. Y ver qué sale. Y salen muchas cosas. Tal vez demasiadas.

A día de hoy se han identificado entre 150 y 200 de estas partículas elementales, y la mayoría de estos minúsculos trozos de materia —y/o energía— solo existen durante fracciones de tiempo enormemente pequeñas. Del orden de la centésima parte después de dividir un millón de veces un segundo.

El submundo de las partículas elementales no era nuevo. De hecho, ya hace muchos años que se sabía que la Tierra era





FOTOS SUPERIORES: **Albert Einstein (izquierda) en 1921, año en que recibió el premio Nobel de Física por su explicación del efecto fotoeléctrico. Tanto Einstein como Werner Heisenberg (derecha) son dos de los pilares básicos de la física atómica del siglo XX.**

FOTO INFERIOR: **Grabado de 1900 que muestra los trabajos realizados en el laboratorio del matrimonio Curie para extraer radio de la pechblenda usando carbonato sódico.**



bombardeada desde el espacio por rayos cósmicos, partículas altamente energéticas que incidían sobre nuestro planeta. Entre las primeras partículas en ser observadas estaban los muones —unas 200 veces más pesados que el electrón, y que pueden estar cargados positiva y negativamente—, y los famosos neutrinos, muy abundantes y cuya pequeñísima masa fue durante muchísimos años un enorme problema. Hoy parece admitirse que los neutrinos tienen masa, del orden de 1/10 000 000 la del electrón. Una implicación de gran importancia es que el neutrino podría estar involucrado en la llamada *materia oscura* del universo, todavía sin explicar. De ahí el interés por determinar su masa.

En las últimas décadas del siglo XX y en el comienzo del actual, los científicos han intentado poner algo de orden en el sorprendente caos de partículas.

En la actualidad, los físicos agrupan las partículas según la fuerza que domina sus interacciones. La principal fuerza a nivel macroscópico es la gravitatoria, perfectamente formulada por los genios de Newton y Einstein. Y, curiosamente, la que rompe todos los modelos a nivel microscópico. Todas las partículas «sufren» la gravedad, pero esta es muy débil a escala subatómica. La otra fuerza conocida a nivel macroscópico es el electromagnetismo. Y las dos restantes solo tienen cabida en el mundo atómico: la mencionada *nuclear fuerte*, y la llamada *nuclear débil*, responsable en líneas generales de la radiactividad. Solo estas cuatro. De momento, los intentos por unificarlas en una sola han sido en vano.

Así, por ejemplo, a las partículas que están sometidas principalmente a las fuerzas electromagnética y nuclear fuerte se las denomina *hadrones*. En 1963 una pareja de físicos estadounidenses, Murray Gell-Mann y George Zweig, propusieron que estos hadrones están compuestos a su vez por otras partículas elementales, los llamados *quarks*, que interactúan gracias a otras partículas, que los mantienen unidos: los gluones. Y así para tantas otras.

En nuestro caso, los protones y los neutrones pertenecen al grupo de los hadrones y, por consiguiente, están formados por quarks. Más concretamente, un protón es el resultado de dos quarks del tipo «arriba» y un quark del tipo «abajo», mientras que el neutrón es la combinación de dos quarks del tipo «abajo» y uno

del tipo «arriba». Por el contrario, en el caso del electrón se trata de una partícula de la clase leptón, cuyas fuerzas intervinientes son la electromagnética y la nuclear débil. Este grupo también contiene los neutrinos y los muones, por ejemplo. Y no tienen subpartículas.

Todo este enorme tinglado de partículas y fuerzas se denomina *modelo estándar*. Funciona bastante bien en el mundo subatómico. Contempla la existencia de 6 quarks, 6 leptones, 5 bosones conocidos —son las partículas asociadas a las interacciones, produciendo y portando fuerzas; el más conocido, obviamente, es el fotón, transmisor de la fuerza electromagnética, y el menos, el gravitón, que haría lo mismo con la gravitatoria—, además del popularísimo «bosón de Higgs», cuya existencia fue predicha por el escocés Peter Higgs y parece que finalmente descubierta en 2012 utilizando el mayor acelerador de partículas nunca diseñado, el Large Hadron Collider (LHC).

Pero este modelo es incompleto y complicado. Principalmente porque es incapaz de encajar la gravedad. No puede explicar la masa, aun cuando el bosón de Higgs sería responsable, de alguna forma, de la cantidad de masa del resto de partículas.

La teoría atómica, postulada en sus principios por John Dalton, sigue hoy, en pleno siglo XXI, como un enorme rompecabezas en el que los científicos tienen todavía muchas incógnitas que resolver. Pero nada de esto habría sido posible sin unos sólidos cimientos, levantados con el enorme trabajo y dedicación de nuestro modesto cuáquero británico.

Lecturas recomendadas

ASIMOV, I., *Introducción a la ciencia*, Barcelona, Ediciones Orbis, 1985.

—: *Breve historia de la química*, Madrid, Alianza Editorial, 2006.

BRYSON, B., *Una breve historia de casi todo*, Barcelona, RBA, 2003.

GAMOW, G., *Biografía de la física*, Madrid, Alianza Editorial, 2007.

GRIBBIN, J., *Historia de la ciencia, 1543-2001*, Barcelona, Crítica, 2003.

PELLÓN, I., *Dalton, el hombre que pesó los átomos*, Madrid, Nivola, 2003.

Índice